

Министерство образования и науки РФ  
ФГБОУ ВО «Удмуртский государственный университет»  
Кафедра фундаментальной и прикладной химии

**Т.Н. Кропачева**

# **Химия: лабораторные работы**

**Учебно-методическое пособие**



Ижевск 2017

УДК 54 (075.8)

ББК 24.1я73

К 835

*Рекомендовано к изданию Учебно-методическим советом УдГУ*

Рецензенты: С.П. Чернова, к.х.н., А.В. Трубачев, к.х.н.

**К835      Кропачева Т.Н.**

Химия: лабораторные работы. Учебно-методическое пособие. – Ижевск: Изд-во «Удмуртский университет», 2017. –64с.

Пособие предназначено для изучения основных разделов курса химии студентами направлений подготовки 21.03.01 «Нефтегазовое дело» (уровень бакалавриата) и 21.05.02 «Прикладная геология» (уровень специалитета). В пособие представлены лабораторные работы по химии (общая и неорганическая химия), включающее подробное описание химических опытов, необходимые для их понимания теоретические пояснения, а также дополнительные сведения научно-познавательного характера.

УДК 54 (075.8)

ББК 24.1я73

© Т.Н. Кропачева, 2017

© ФГБОУ ВО «Удмуртский

государственный университет», 2017

## СОДЕРЖАНИЕ

ВВЕДЕНИЕ .....	4
Лабораторная работа № 1 «Определение молярной массы углекислого газа» .....	6
Лабораторная работа № 2 «Скорость химических реакций».....	9
Лабораторная работа № 3 «Катализ. Химическое равновесие»...	11
Лабораторная работа № 4 «Приготовление растворов».....	14
Лабораторная работа № 5 «Определение концентрации растворов титрованием».....	17
Лабораторная работа № 6 «Электролитическая диссоциация»...	20
Лабораторная работа № 7 «Водородный показатель».....	23
Лабораторная работа № 8 «Гидролиз солей, буферные растворы».....	26
Лабораторная работа № 9 «Комплексные соединения».....	29
Лабораторная работа № 10 «Окислительно-восстановительные процессы» .....	31
Лабораторная работа № 11 «Электродные потенциалы металлов. Электролиз» .....	34
Лабораторная работа № 12 «Галогены. Сера» .....	37
Лабораторная работа № 13 « Азот. Углерод. Кремний» .....	41
Лабораторная работа № 14 «Щелочные и щелочноземельные металлы. Магний. Алюминий» .....	46
Лабораторная работа № 15 «Железо» .....	50
РЕКОМЕНДУЕМАЯ ЛИТЕРАТУРА.....	54
ПРИЛОЖЕНИЕ .....	54

## ВВЕДЕНИЕ

*«Химии никоим образом научиться  
невозможно, не видав самой практики и не  
принимаясь за химические операции»*

*М.В. Ломоносов*

Проведение лабораторных занятий по курсу «Химия» способствует эффективному формированию у студентов различных профессиональных компетенций, представленных в ФГОС, закреплению и углублению теоретических знаний, полученных в ходе лекций. Лабораторные занятия как нельзя лучше способствуют реализации деятельного, творческого и коллективного подхода в изучении химии, подтверждая слова великого И.В. Гете «Суша теория, мой друг, лишь древо жизни пышно зеленеет...». В ходе выполнения лабораторных работ студенты овладевают техникой лабораторного эксперимента (обращение с химическими реактивами и лабораторным оборудованием, приемы проведения физико-химических операций) и осваивают методы обработки опытных данных (навыки наблюдения и анализа результатов, составление отчетов, формулировка выводов). Каждая лабораторная работа посвящена изучению отдельной темы и проводится после лекционного изложения материала. Работе предшествует краткое обсуждение отдельных опытов (теоретические положения, особенности протекания реакции, использование оборудования, техника безопасности и др.). Все лабораторные работы проводятся под руководством преподавателя и в присутствии лаборанта в специализированной химической аудитории. Большинство химических опытов выполняется группой из 2-3 студентов на своих рабочих местах или под вытяжкой, но отдельные наиболее технически сложные или опасные опыты проводятся демонстрационно.

Для лабораторных занятий студенты, помимо общих принадлежностей (тетрадь, авторучка, калькулятор и др.), обязательно должны иметь халат, защищающий от попадания химических реактивов на кожу, одежду и пр. Студент обязан в ходе

домашней самоподготовки, используя лекционный материал, учебники, интернет-ресурсы, тщательно изучить все химические опыты, которые будут проводиться на лабораторной работе. При этом не надо дословно копировать весь текст с описанием работы, а необходимо выделить и зафиксировать главное. Рекомендуется оформить отчет в виде таблицы, представленной ниже, отдельные фрагменты которой (отмечены звездочкой \*) в обязательном порядке заполняются студентом предварительно до начала лабораторной работы, а другие – в ходе или после проведения работы.

Дата выполнения, название работы, цель работы*				
Название опыта*	Ход опыта (порядок выполнения, схема установки, расчеты)*	Уравнения химических реакций, происходящих в ходе опыта*	Наблюдения в ходе опыта. Ответы на задаваемые вопросы, теоретическое объяснение результатов опыта	Выводы по опыту
.....	.....	.....	.....	.....
Выводы по всей работе в целом				

Сдача отчетов по лабораторным работам проводится в форме небольшой устной беседы с преподавателем при предоставлении оформленного текста работы.

Надеемся, что данное учебно-методическое пособие выработает у студентов желание и умение работать как с учебником, так и в лаборатории и даст хорошее представление о том, как «широко распространяет химия руки свои в дела человеческие...» (М.В. Ломоносов) и, конечно, будет полезно при подготовке к зачету и экзамену по химии.

## Лабораторная работа № 1

### «Определение молярной массы углекислого газа»

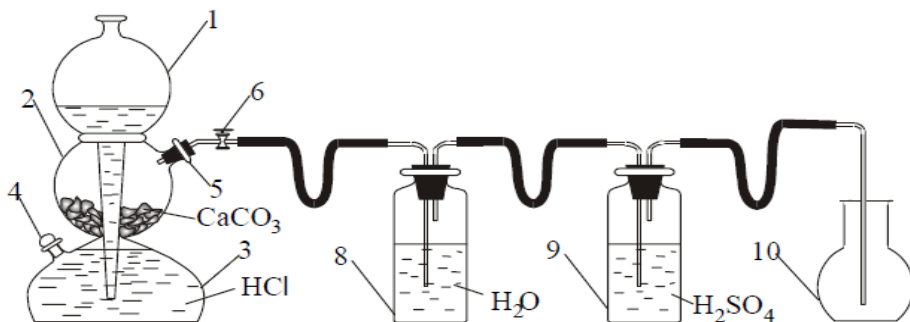
*Цель работы: познакомиться с методами определения молярных масс газообразных веществ.*

Оксид углерода (IV) (углекислый газ, диоксид углерода, двуокись углерода) -  $\text{CO}_2$ , бесцветный газ, без запаха, со слегка кисловатым вкусом. При атмосферном давлении диоксид углерода при охлаждении до  $-78^\circ\text{C}$  переходит непосредственно из газообразного состояния в твердое (сухой лед). Диоксид углерода не токсичен, но не поддерживает дыхание, и большая концентрация в воздухе вызывает удушье. По химическим свойствам диоксид углерода относится к кислотным оксидам. При растворении в воде образует угольную кислоту. Реагирует со щелочами с образованием карбонатов и гидрокарбонатов. Концентрация углекислого газа в атмосфере Земли составляет в среднем 0,038 %. Углекислый газ поглощает испускаемые Землей инфракрасные лучи и является одним из парниковых газов, вследствие чего принимает участие в процессе глобального потепления. В промышленности углекислый газ получают из печных газов, из продуктов разложения природных карбонатов (известняк, доломит), а также на установках разделения воздуха, как побочный продукт получения чистого кислорода, азота и аргона. В лабораторных условиях небольшие количества получают взаимодействием карбонатов и гидрокарбонатов с кислотами. Главным потребителем углекислого газа является пищевая промышленность: производство сахара, пива, газированной воды. Он применяется также в качестве хладагента (сухой лед), для тушения пожаров и в качестве нагнетающего газа для перекачки легковоспламеняющихся жидкостей.

*Ход работы:*

1. Ознакомьтесь с установкой для получения углекислого газа в аппарате Киппа, зарисуйте ее и убедитесь в том, что она работает.

Аппарат Киппа- это универсальный прибор для получения газов действием жидкости на твердое вещество при комнатной температуре в лабораторных условиях. Изобретён голландским аптекарем Петером-Якобом Киппом в 1853 г. Аппарат состоит из трёх стеклянных сосудов; средний и нижний резервуары соединены перетяжкой, через которую проходит воронка с длинной трубкой, служащая для сообщения верхнего сосуда с нижним. Твердое вещество помещают в средний резервуар, снабженный газоотводной трубкой с краном. В воронку наливают жидкость, которая, заполнив нижний сосуд, поступает в средний резервуар и взаимодействует с твердым веществом. Выделяющийся газ выходит через газоотводную трубку. При закрытом кране газ вытесняет жидкость из среднего сосуда и реакция прекращается.

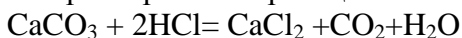


*Схема установки для получения углекислого газа*

*1-шарообразная воронка, 2,3- соединённые между собой резервуары, 4, 5- тубусы, 6-кран, 8 и 9- промывные склянки, 10 – приёмник углекислого газа.*

2. Плоскодонную колбу-приемник закройте пробкой и отметьте чертой уровень, до которого пробка вошла в горло колбы. Взвесьте на аналитических (или теххимических) весах заполненную воздухом колбу с пробкой ( $m_{\text{к+в}}$ ) с точностью не менее 0,01 г.

3. Наполните колбу диоксидом углерода из аппарата Киппа, в котором протекает реакция:



Газ следует пропускать в колбу медленно, так, чтобы можно было считать пузырьки в промывных склянках.

4. Через 5 мин, не закрывая кран у аппарата Киппа, медленно уберите газоотводную трубку из колбы и тотчас закройте колбу пробкой.

5. Взвесьте колбу с диоксидом углерода ( $m_{\text{к+г}}$ ).

6. Измерьте рабочий объем колбы ( $V$ ), для чего наполните колбу дистиллированной водой до черты и замерьте объем воды, вылив её в мерный цилиндр.

7. Запишите значения атмосферного давления ( $P$ ) и температуры ( $T$ ), при которых проводится опыт.

8. Вычислите массу воздуха ( $m_B$ ) в колбе по уравнению Клапейрона-Менделеева на основании известной молярной массы

воздуха: 
$$m_B = \frac{PVM_B}{RT}, \text{ где}$$

$m_B$  – масса воздуха (г),  $P$  – давление газа (Па);  $V$  – объем газа ( $\text{м}^3$ );  $M_B = 29$  г/моль – молярная масса воздуха;  $T$  – температура (К);  $R = 8,31$  Дж/(моль·К) – универсальная газовая постоянная.

9. Найдите массу пустой колбы с пробкой:  $m_K = m_{K+B} - m_B$

10. Найдите массу диоксида углерода в объеме колбы  $m_{\Gamma} = m_{K+\Gamma} - m_K$

11. Занесите все полученные значения в таблицу

$m_{K+B}$	$m_{K+\Gamma}$	$m_B$	$V$	$P$	$T$	$m_{\Gamma}$

12. Вычислите молярную массу углекислого газа ( $M_{\Gamma}$ ) двумя способами:

а) на основании плотности по воздуху:

$$M_{\Gamma} = 29 \cdot D_B, \quad D_B = m_{\Gamma}/m_B$$

б) по уравнению Клапейрона–Менделеева.

13. Вычислите среднее значение молярной массы углекислого газа (с точностью до одного знака после запятой).

14. Определите погрешность опыта, сравнивая среднее опытное значение с теоретической величиной  $M(\text{CO}_2)$ .

Абсолютная погрешность ( $\Delta$ ):

$$\Delta M = M_{\Gamma} - M(\text{CO}_2)$$

Относительная погрешность ( $\delta$ ): 
$$\delta = \frac{|\Delta M|}{M(\text{CO}_2)} \cdot 100\%$$

16. Сделайте выводы по проделанной работе.



## Лабораторная работа № 2

### «Скорость химических реакций»

*Цель работы: изучить некоторые факторы, влияющие на скорость химических реакций*

#### **Опыт 1. Влияние концентрации реагирующих веществ на скорость химической реакции**

Для реакции, протекающей по уравнению  $aA + bB = cC + dD$  скорость реакции зависит от концентрации взаимодействующих веществ согласно уравнению:  $V = kC_A^n C_B^m$ , где  $k$ -константа скорости реакции;  $C_A$  и  $C_B$  – молярные концентрации реагирующих веществ  $A$  и  $B$ ;  $n$  и  $m$ - показатели степени (частные порядки реакции по веществам  $A$  и  $B$ ; сумма  $(n+m)$ - общий кинетический порядок реакции. Для простых реакций (протекают в одну стадию) частные порядки совпадают с коэффициентами перед реагентами в химическом уравнении реакции ( $a$  и  $b$ ), а общий порядок равен сумме коэффициентов в левой части уравнения реакции. Для сложных реакций (протекают в несколько стадий с образованием промежуточных продуктов) кинетические порядки могут не совпадать с коэффициентами перед реагентами. В этом случае порядок реакции определяется порядком самой медленной из всех протекающих реакций (лимитирующая стадия). Для сложных реакций порядок может быть не только целым, но и дробным числом. Кинетический порядок реакции определяют экспериментально, исследуя зависимость скорости реакции от концентрации каждого реагента.

*Ход работы:*

Необходимо определить частный порядок реакции



по тиосульфату натрия  $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ . О скорости этой реакции можно судить по образованию серы, которая первоначально образует коллоидный раствор, рассеивающий свет (опалесценция), а далее выпадает в осадок. Скорость реакции обратно пропорциональна времени протекания реакции ( $\tau$ ), т.е. времени от начала реакции (смешивание реагентов) до момента появления заметной опалесценции. Скорость реакции (в относительных единицах) может быть выражена как  $V=1/\tau$ .

1. Приготовьте три раствора с различной концентрацией  $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ , для чего внесите в три пробирки указанное число капель  $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$  и воды согласно таблице.

Рас- твор	Число капель $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$	Число капель $\text{H}_2\text{O}$	Концентрация $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ (отн.ед.)	$\tau$ , с	$V=1/\tau$ (отн.ед)
1	5	15	1С		
2	10	10	2С		
3	20	0	4С		

- Добавьте в первый раствор одну каплю раствора  $\text{H}_2\text{SO}_4$  и определите с помощью секундомера время протекания реакции. Занесите данные в таблицу.
- Проделайте то же самое с двумя другими растворами.
- Рассчитайте скорость реакции и постройте график зависимости скорости реакции от концентрации  $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ . Определите порядок реакции по  $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ .
- Сделайте выводы по проделанному опыту.

## ***Опыт 2. Влияние температуры на скорость химической реакции***

При повышении температуры скорость химических реакций возрастает, т.к. увеличивается число активных столкновений между реагирующими частицами. Согласно эмпирическому правилу Вант-Гоффа\*, при увеличении температуры на каждые 10 градусов скорость химической реакции увеличивается в два-четыре раза:

$$V(t_2)/V(t_1) = \gamma^{(t_2-t_1)/10}$$

где  $\gamma$  - температурный коэффициент реакции ( $\gamma = 2-4$ ).

Правило Вант-Гоффа соблюдается для реакций с энергией активации 60-120 кДж/моль в температурном диапазоне 10-400°C. В общем случае температурная зависимость скорости реакции более корректно описывается уравнением Аррениуса.

\**Якоб Хендрик Вант-Гофф* - голландский химик, первый лауреат Нобелевской премии по химии (1901г.) «В знак признания огромной важности открытия законов химической динамики и осмотического давления в растворах».

*Ход работы:*

- Поместите пробирку с раствором 1 в термостат (химический стакан, заполненный водой с погруженным в него термомет-

ром), выдержите 5 минут пока температура раствора не примет температуру воды в термостате.

2. Не вынимая пробирку из термостата, капните в раствор одну каплю раствора  $\text{H}_2\text{SO}_4$  и определите с помощью секундомера время протекания реакции. Занесите данные в таблицу.

Раствор	Число капель $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$	Число капель $\text{H}_2\text{O}$	$t, ^\circ\text{C}$	$\tau, \text{с}$	$V=1/\tau$ (отн.ед)
1	5	15			
2	5	15			
3	5	15			

3. Повысьте температуру термостата на  $10\text{--}20^\circ\text{C}$  (добавлением горячей воды в термостат) и повторите опыт.

4. Еще раз повысьте температуру и повторите опыт.

5. Постройте график зависимости скорости реакции от температуры.

4. Рассчитайте температурный коэффициент скорости реакции (среднее значение для изучаемого интервала температур). Соблюдается ли правило Вант-Гоффа для исследуемой реакции?

5. Сделайте вывод по опыту.

### Лабораторная работа № 3

#### «Катализ. Химическое равновесие»

*Цель работы: познакомиться с каталитическими реакциями; изучить факторы, вызывающие смещение химического равновесия.*

#### **Опыт 1. Влияние катализатора на скорость химической реакции**

В водных растворах пероксид водорода (перекись водорода) медленно разлагается, особенно на свету ( $2\text{H}_2\text{O}_2 \rightarrow \text{H}_2\text{O} + \text{O}_2$ ). Присутствие некоторых твердых (диоксид марганца или свинца, палладий, платина) или растворенных веществ (соли тяжелых металлов), а также ферментов (каталаза) ускоряет этот процесс (гетерогенный, гомогенный и ферментативный катализ, соответственно). Благодаря своим сильным окислительным свойствам пероксид

водорода нашёл широкое применение в быту и в промышленности, где используется, например, как отбеливатель на текстильном производстве и при изготовлении бумаги. Применяется как ракетное топливо, в медицине, в качестве пенообразователя при производстве пористых материалов, в производстве отбеливающих средств, для дезинфекции технологических поверхностей оборудования, непосредственно соприкасающихся с продукцией. Кроме того, на предприятиях по производству молочной продукции, соков (растворы перекиси водорода используются для дезинфекции упаковки-технология «Тетра Пак»).

*Ход работы:*

1. Налейте в коническую колбу 10-20 мл жидкого моющего средства и 10-20 мл раствора комплексной соли  $\text{Cu}^{2+}$  (аммиакат меди), хорошо перемешайте. Поставьте колбу на стол под тягой и быстро (осторожно!) добавьте ~20 мл 30 % водного раствора перекиси водорода (пергидроль). Что наблюдается? За что этот опыт получил название «Зубная паста для слона»?
2. В другую коническую колбу налейте ~20 мл 30% перекиси водорода и осторожно добавьте несколько крупинок диоксида марганца ( $\text{MnO}_2$ ). Что наблюдается? Поднесите к отверстию колбы тлеющую лучинку. Что происходит? Почему?
3. Сделайте выводы по опыту.

## ***Опыт 2. Смещение химического равновесия***

Характер смещения химического равновесия под влиянием внешних воздействий можно прогнозировать, применяя принцип Ле Шателье\*: если на систему, находящуюся в равновесии оказывается воздействие из вне, то равновесие в системе смещается так, чтобы ослабить внешнее воздействие.

Влияние концентраций. Повышение концентрации одного из реагирующих веществ смещает равновесие реакции в сторону расходования вещества. Понижение концентрации – в сторону образования вещества.

Влияние температуры. Повышение температуры смещает равновесие в сторону реакции, идущей с поглощением теплоты (эндотермической), а понижение температуры смещает равновесие в сторону реакции, идущей с выделением теплоты (экзотермической).

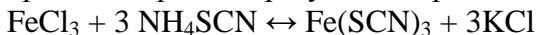
Влияние давления. Повышение давления смещает равновесие в сторону реакции, идущей с уменьшением объема и, наоборот, понижение давления – в сторону реакции, идущей с увеличением объема.

Анри Луи Ле Шателье (1850-1936 гг.) — французский физик и химик.

*а) Влияние концентрации реагирующих веществ на смещение равновесия*

*Ход работы:*

1. В химический стаканчик налейте немного разбавленного раствора хлорида железа (III)  $\text{FeCl}_3$  и разбавленного раствора роданида аммония  $\text{NH}_4\text{SCN}$ , перемешайте. Наблюдайте появление красной окраски в результате протекания обратимой реакции:



2. Разлейте содержимое стакана приблизительно поровну на четыре пробирки. Одну пробирку сохраните для сравнения как эталон. В остальные пробирки добавьте: 1) несколько капель концентрированного раствора  $\text{FeCl}_3$ ; 2) несколько капель концентрированного раствора  $\text{NH}_4\text{SCN}$ ; 3) немного кристаллического  $\text{KCl}$ . Что наблюдается?

3. Сравните интенсивность полученных растворов с интенсивностью окраски эталона. Используя принцип Ле Шателье объясните, в каком направлении смещается вышеуказанное равновесие? Запишите выражение для константы этого равновесия.

4. Сделайте вывод по опыту.

*б) Влияние температуры на смещение равновесия*

*Ход работы:*

1. Поместить две плотно закрытые пробкой колбочки, наполненные «бурым газом» (диоксид азота  $\text{NO}_2$ ): одну – в стакан с горячей водой, другую – в стакан с холодной водой со льдом. Как изменяется окраска газа в колбах?

2. В каком направлении смещается равновесие реакции димеризации ( $2\text{NO}_2 \leftrightarrow \text{N}_2\text{O}_4$ ) при повышении и понижении температуры? (Учтите, что молекулы  $\text{NO}_2$  имеют бурую окраску, а молекулы  $\text{N}_2\text{O}_4$  – бесцветные).

4. Используя принцип Ле Шателье, определите тепловой эффект реакции димеризации (экзотермическая или эндотермическая реакция?). Запишите выражение для константы этого равновесия.

5. Сделайте вывод по опыту.

## Лабораторная работа № 4

### «Приготовление растворов»

*Цель работы: научиться готовить растворы с заданной массовой долей растворенного вещества.*

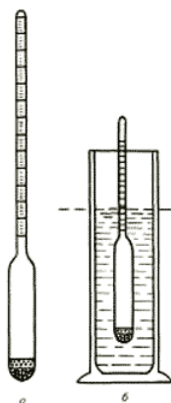
Уксусная кислота  $\text{CH}_3\text{COOH}$  представляет собой бесцветную жидкость с характерным резким запахом и кислым вкусом; она гигроскопична и неограниченно растворима в воде. Абсолютная 100% уксусная кислота называется *ледяной*, т.к. при замерзании образует льдовидную массу. Водный раствор уксусной кислоты с концентрацией 70–80 % ( по массе) называют *уксусной эссенцией*, а 3–6 %- *уксусом*. Водные растворы уксусной кислоты широко используются в пищевой промышленности (пищевая добавка E260) и бытовой кулинарии, а также в консервировании. Концентрированная уксусная кислота способна вызывать химические ожоги. Опасными считаются растворы, в которых концентрация кислоты превышает 30%. Пары уксусной кислоты раздражают слизистые оболочки верхних дыхательных путей. ПДК в атмосферном воздухе составляет 0,06 мг/м<sup>3</sup>, в воздухе рабочих помещений -5 мг/м<sup>3</sup>.

*Ход работы:*

1. Измерьте плотность уксусной эссенции с помощью *ареометра* (зарисуйте его). Для этого осторожно (под тягой) налейте в мерный цилиндр эссенцию и опустите в него выбранный вами ареометр, так чтобы он свободно плавал, не касаясь стенок цилиндра (см. рис. ниже).

Ареометр-это прибор для измерения плотности жидкостей, принцип работы которого основан на законе Архимеда. Он представляет собой запаянную стеклянную трубку с грузом (дробь). В верхней, узкой части находится шкала, которая проградуирована в значениях плотности раствора. Шкала градуирована в единицах плотности (кг/м<sup>3</sup> или г/см<sup>3</sup>). Когда ареометр погружен в жидкость, то уровень её поверхности совпадает с тем делением на шкале, которое указывает плотность этой жидкости. Зная плотность раствора, можно в справочной литературе найти массовую долю растворенного вещества.

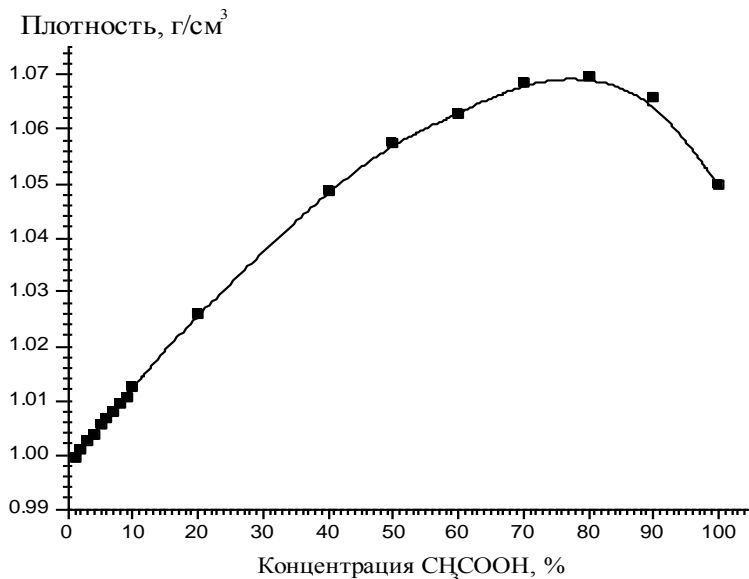
2. На основании полученного значения плотности определите массовую долю  $\text{CH}_3\text{COOH}$  в уксусе, пользуясь таблицей и графиком (ниже). (Обратите внимание на немонотонный характер зависимости плотности этого раствора от концентрации уксусной кислоты. Как это можно объяснить?)



*Внешний вид ареометра (а); измерение плотности жидкости с помощью ареометра (б)*

**Плотность водных растворов уксусной кислоты (при 20°C)**

Концентрация CH <sub>3</sub> COOH, %	Плотность, г/см <sup>3</sup>	Концентрация CH <sub>3</sub> COOH, %	Плотность, г/см <sup>3</sup>
1	1,000	20	1,026
2	1,001	30	1,030
3	1,003	40	1,049
4	1,004	50	1,057
5	1,006	60	1,064
6	1,007	70	1,069
7	1,008	75	1,070
8	1,010	80	1,070
9	1,011	90	1,066
10	1,013	100	1,050



3. Приготовьте 100 г уксуса, содержащего 5%  $\text{CH}_3\text{COOH}$  из уксусной эссенции. Для этого рассчитайте необходимые объемы уксусной эссенции и воды.
4. Отмерьте с помощью мерного цилиндра (выберите подходящий по объему) рассчитанные объемы уксусной эссенции и воды и осторожно слейте их в коническую колбу (сначала наливайте воду, потом- эссенцию), перемешайте.
5. Измерьте плотность полученного уксуса и определите его концентрацию с помощью таблицы.
6. Рассчитайте молярную концентрацию (моль/л)  $\text{CH}_3\text{COOH}$  в полученном растворе по формуле:  $C = \omega \rho 1000 / M$ , где  $\omega$ - массовая доля  $\text{CH}_3\text{COOH}$  в растворе;  $\rho$ -плотность раствора ( $\text{г/мл}$ );  $M$  -молярная масса  $\text{CH}_3\text{COOH}$ (  $\text{г/моль}$ ). Сохраните полученный раствор для следующей лабораторной работы.
7. Сделайте выводы по проделанной работе.



## Лабораторная работа № 5

### «Определение концентрации растворов титрованием»

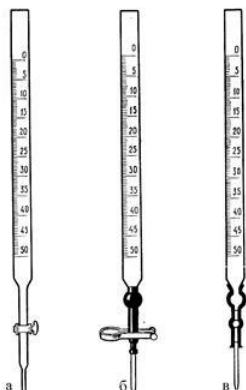
*Цель работы:* освоить технику титрования, научиться рассчитывать концентрацию раствора по результатам титрования.

*Титрование* - это процесс, при котором к определяемому веществу постепенно добавляют раствор реактива точно известной концентрации (*титрант*) до установления момента, при котором количество титранта строго эквивалентно количеству анализируемого вещества, то есть до установления *точки эквивалентности* (т.э.). Определить точку эквивалентности можно визуально (индикаторный способ) или инструментально.

В данной работе проводится кислотно-основное титрование раствора уксусной кислоты раствором гидроксида натрия. При титровании протекает реакция:  $\text{CH}_3\text{COOH} + \text{NaOH} \rightarrow \text{CH}_3\text{COONa} + \text{H}_2\text{O}$ , в результате которой реакция среды изменяется от кислой до слабощелочной. В точке эквивалентности (конец титрования) окраска индикатора фенолфталеина изменяется с бесцветной на розовую.

*Ход работы:*

1. Заполните бюретку (см рис. ниже) на 25 мл раствором NaOH с точно известной концентрацией (0,1 моль/л). Перед титрованием бюретку нужно подготовить к работе. Для этого её тщательно моют, ополаскивают несколько раз дистиллированной  $\text{H}_2\text{O}$ , а затем раствором, которым она должна наполняться. Бюретку закрепляют в штативе в вертикальном положении, заполняют с помощью воронки нужным раствором до  $\frac{2}{3}$  её объёма. В кране или резиновой трубке и в наконечнике не должно оставаться пузырьков воздуха. Чтобы удалить их, нужно несколько раз быстро открыть и закрыть кран (зажим) и спустить жидкость сильной струёй. Убедившись в полном удалении воздуха, бюретку снова заполняют жидкостью – сначала выше нулевого деления, а затем, открыв кран либо зажим или надавив на шарик, точно до нулевого деления. Отсчёты уровня светлых жидкостей производят по их нижнему мениску.
2. В коническую колбу отберите мерной пипеткой (см. рис. ниже) 1 или 2 мл исследуемого раствора уксусной кислоты ( $V_{\text{к}}$ ). При отборе кислоты обязательно используйте резиновую грушу.

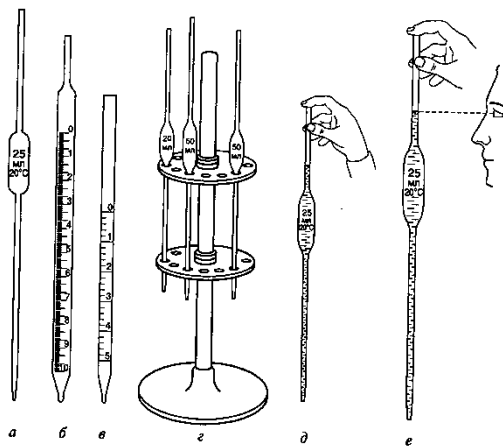


*Различные виды бюреток (градуированная стеклянная трубка, предназначенная для измерения объема раствора при титровании): а) бюретка с краном; б) бюретка с металлическим зажимом; в) бюретка со стеклянным шариком.*

На горлышко пипетки насаживают резиновую грушу, сжимают её до должного удаления воздуха. Затем пипетку помещают в сосуд с отбираемым раствором (как можно глубже, вплоть до касания носиком пипетки дна сосуда), отпускают грушу и ждут пока уровень жидкости в пипетке не поднимется на 1-2 см выше верхней нулевой отметки. Снимают грушу. Быстро закрывают верхнюю часть пипетки указательным пальцем и, удерживая саму пипетку большим и средним пальцами, быстро достают её из сосуда с раствором. Держа пипетку вертикально над поверхностью раствора, ослабляют нажим указательного пальца, так чтобы жидкость медленно падала из носика пипетки в раствор, пока нижняя часть её мениска не сравняется с верхней нулевой меткой на стенке пипетки. После этого нажим на горлышко пипетки быстро усиливают до полного прекращения истечения жидкости. Пипетку переносят в колбу для титрования и, ослабив нажим указательного пальца, дают из неё вытечь нужному объёму жидкости.

3. Добавьте в колбу мерным цилиндром 20 мл дистиллированной воды и 3 капли индикатора–фенолфталеина.

4. Проведите титрование полученного раствора раствором NaOH до появления слабо-розового окрашивания, не исчезающего в течении 1 минуты



*Различные виды мерных пипеток (пипетка Мора (а), градуированные пипетки (б, в); штатив для хранения пипеток (г); техника отбора раствора с помощью пипетки (д, е).*

Нажимая большим и указательным пальцами левой руки на шарик бюретки, добавляют в колбу небольшими порциями второй раствор. При этом правой рукой осторожно встряхивают колбу для быстрого перемешивания раствора. Вблизи точки эквивалентности раствор в колбе в месте падения капли раствора из бюретки на некоторое время приобретает окраску, характерную для точки эквивалентности. Это может служить признаком приближающегося конца реакции титрования. В этом случае раствор из бюретки начинают прибавлять по одной капле, каждый раз внимательно наблюдая окраску смеси в колбе. После стойкого (неисчезающего) изменения окраски титрование прекращают и записывают показание объема жидкости в бюретке. Первое титрование служит для ориентировочного установления объема и при расчетах не используется. Титрование с тем же исходным объемом раствора в колбе проводят ещё не менее двух раз. Перед началом каждого нового опыта уровень жидкости в бюретке снова доводят до нулевой отметки.

5. Определите объем щелочи ( $V_{щ}$ ), пошедший на титрование. Проведите повторное титрование. В случае, если результаты двух титрований расходятся между собой не более, чем на 0,1 мл, возьмите для последующих расчетов их среднеарифметическое значение. При большем расхождении результатов повторите титрование еще раз, добиваясь

необходимой сходимости результатов.

6. Рассчитайте молярную концентрацию уксусной кислоты в растворе (моль/л) по формуле:  $C_k = \frac{C_{щ}V_{щ}}{V_k}$ , где

$C_{щ}$ – молярная концентрация щелочи NaOH (моль/л);  $V_{щ}$ – объем щелочи NaOH, пошедший на титрование (мл);  $V_k$ - объем раствора уксусной кислоты, взятый для титрования (мл).

6. Сделайте выводы по проделанной работе.

## Лабораторная работа № 6

### «Электролитическая диссоциация»

*Цель работы:* изучить факторы, влияющие на электролитическую диссоциацию веществ.

Основные положения теории электролитической диссоциации были сформулированы в 1887 г. шведским ученым Сванте Аррениусом (лауреат Нобелевской премии по химии, 1903г).

- При растворении в воде (или расплавлении) электролиты распадаются на положительно (катионы) и отрицательно (анионы) заряженные ионы.
- Электролитическая диссоциация веществ, идущая с образованием свободных ионов объясняет электрическую проводимость растворов. Под действием электрического тока катионы двигаются к катоду (–), а анионы – к аноду (+).
- Концентрации ионов в растворах слабых электролитов количественно характеризуются константой диссоциации ( $K$ ) и степенью диссоциации ( $\alpha$ ). По способности к диссоциации различают *сильные электролиты* (вещества, которые при растворении в воде практически полностью распадаются на ионы), *слабые электролиты* (вещества, которые частично диссоциируют на ионы) и *неэлектролиты* (вещества, которые не диссоциируют на ионы). Как правило, к сильным электролитам относятся вещества с ионными или сильно полярными ковалентными связями, а слабые электролиты и неэлектролиты содержат ковалентные неполярные или малополярные связи.

### ***Опыт 1. Влияние природы вещества на электролитическую диссоциацию в водных растворах***

*Ход работы:*

1. Ознакомьтесь с лабораторной установкой для измерения электропроводности и зарисуйте ее. Для измерения электропроводности погрузите электроды в раствор (или твердое вещество) и,

не прикасаясь ни к каким частям установки, осторожно включите вилку в электрическую розетку. По яркости свечения электрической лампочки качественно охарактеризуйте электропроводность (высокая, средняя, низкая, отсутствует). При переходе от одного раствора к другому необходимо ополаскивать электроды дистиллированной водой и, если требуется, протирать досуха фильтровальной бумагой. Измерьте электропроводность указанных в таблице растворов (твердых веществ) и заполните таблицу.

Вещество	Электропроводность	Схема диссоциации; константа диссоциации ( $K_{\text{дисс}}$ )
Вода (дист.)		
Хлорид натрия (крист.)		
Хлорид натрия (водн. раствор)		
Сахароза (крист.)		
Сахароза (водн. раствор)		
Серная кислота (водн. раствор)		
Уксусная кислота (водн. раствор)		
Гидроксид натрия (водн. раствор)		
Гидроксид аммония (водн. раствор)		
Этанол (водн. раствор)		
Йод (водн. раствор)		

2. Расположите изученные вещества в ряд по их способности к диссоциации (сильные электролиты, слабые электролиты, неэлектролиты). Опишите механизм диссоциации на примере хло-

рида натрия и уксусной кислоты. Как природа химической связи в веществе влияет на его способность к электролитической диссоциации?

3. Сделайте выводы по проделанному опыту.

### ***Опыт 2. Влияние природы растворителя на электролитическую диссоциацию***

*Ход работы:*

1. Приготовьте два раствора (приблизительно равной концентрации) растворением безводной соли  $\text{CuCl}_2$  в воде и ацетоне. Отметьте цвет исходной соли и полученных растворов. С помощью установки для измерения электропроводности сравните электропроводность полученных растворов.

2. В каком растворителе соль диссоциирует лучше? (Учтите, что свободные (сольватированные) ионы  $\text{Cu}^{2+}$  имеют голубую окраску, а молекулы  $\text{CuCl}_2$ —желтую). Напишите схемы диссоциации  $\text{CuCl}_2$  в воде и ацетоне. Какие свойства растворителя влияют на его способность вызывать диссоциацию растворенных веществ? Сопоставьте их для используемых растворителей.

3. Сделайте выводы по проделанному опыту.

### ***Опыт 3. Влияние концентрации слабого электролита на электролитическую диссоциации***

*Ход работы:*

1. С помощью установки для измерения электропроводности измерьте электропроводность 100% (ледяной) уксусной кислоты. Разбавьте кислоту водой (приблизительно в 2 раза) и снова измерьте электропроводность. Еще раз разбавьте полученный раствор (приблизительно в 2 раза) и снова измерьте электропроводность. Аналогичным образом продолжайте разбавление и объясните наблюдаемое изменение электропроводности. Подтверждается ли закон разбавления Оствальда в этом опыте? При какой приблизительно концентрации уксусной кислоты электропроводность раствора максимальна?

2. Сделайте выводы по проделанному опыту.

## Лабораторная работа № 7

### «Водородный показатель»

*Цель работы: познакомиться с различными методами определения рН растворов.*

Одно из важнейших свойств водных растворов – их кислотность (или щелочность), которая определяется концентрацией ионов  $\text{H}^+$  и  $\text{OH}^-$ . В водных растворах произведение  $[\text{H}^+][\text{OH}^-] = K_w = 10^{-14}$  (при  $25^\circ\text{C}$ ). В абсолютно чистой воде концентрации ионов  $\text{H}^+$  и  $\text{OH}^-$  равны:  $[\text{H}^+] = [\text{OH}^-] = 10^{-7}$  моль/л (раствор нейтрален). В других случаях эти концентрации не совпадают: в кислых растворах преобладают ионы  $\text{H}^+$ , в щелочных – ионы  $\text{OH}^-$ . Кислотность растворов удобно выражать, используя *водородный показатель рН*, который по определению равен:

$$\text{pH} = -\lg [\text{H}^+], \quad [\text{H}^+] = 10^{-\text{pH}}$$

Величина рН может изменяться в пределах от 0 до 14. Обозначение рН ввел в научный обиход в 1909 г. датский ученый С.П.Л.Сёренсен. При комнатной температуре в *нейтральных* растворах  $\text{pH} = 7$ , в *кислых* растворах  $\text{pH} < 7$ , а в *щелочных*  $\text{pH} > 7$ .

#### **Опыт 1. Определение рН раствора с помощью кислотно-основных индикаторов**

Приблизительно значение рН водного раствора можно определить с помощью *кислотно-основных индикаторов*. Кислотно-основные индикаторы это органические соединения, способные изменять цвет в растворе при изменении кислотности (рН). Индикаторы обычно используют, добавляя несколько капель водного или спиртового раствора индикатора к пробе исследуемого раствора. Один из первых и наиболее широко известных кислотно-основных индикаторов это *лакмус* - красящее вещество природного происхождения (добывается из некоторых лишайников). Водный лакмусовый настой фиолетового цвета, в кислых средах ( $\text{pH} < 5$ ) лакмус приобретает красную окраску, в щелочных ( $\text{pH} > 8$ ) - синюю. На практике используется водный раствор лакмуса и полоски бумаги, пропитанные лакмусом («*лакмусовая бумага*»). В настоящее время используются в основном синтетические индикаторы (см. таблицу ниже). Кроме двухцветных известны одноцветные индикаторы, например, *фенолфталеин*, который становится ярко малиновым лишь при  $\text{pH} > 8,2$ , а в кислых и нейтральных средах остается бесцветным. Каждый индикатор изменяет свою окраску в определенном интервале рН (*область или интервал перехода окраски*).

## Интервалы перехода окраски некоторых индикаторов

Индикатор	pH	Переход окраски
Метиловый оранжевый	3,1—4,0	Красный-желтый
Метиловый красный	4,2—6,2	Красный-желтый
Лакмус	5,0—8,0	Красный-синий
Бромтимоловый синий	6,0—7,6	Желтый-синий
Фенолфталеин	8,2—10,0	Бесцветный-малиновый
Тимолфталеин	9,3—10,5	Бесцветный-синий

*Ход работы:*

1. Получите у преподавателя раствор с неизвестным значением pH, и налейте по ~2 мл этого раствора в шесть пробирок. В каждую пробирку добавьте одну-две капли одного из индикаторов и отметьте его окраску. Запишите наблюдения в таблицу и, проанализировав полученные данные, установите примерное значение pH исследуемого раствора.

Индикатор	Окраска индикатора	Вывод
Метиловый оранжевый		
Метиловый красный		
Лакмус		
Бромтимоловый синий		
Фенолфталеин		
Тимолфталеин		

2. Сделайте вывод по проделанному опыту.

### **Опыт 2. Определение pH раствора с помощью индикаторной бумаги**

Индикаторные бумаги представляют собой полоски бумаги, пропитанные



индивидуальными (лакмус, фенолфталеин) или смешанными кислотно-основными индикаторами («универсальный индикатор»). *Универсальная индикаторная бумага* позволяет определить значение pH растворов в широком диапазоне с точностью до единиц pH, или даже десятых долей pH. Для определения pH полоску индикаторной бумаги на несколько секунд погружают в испытуемый раствор, либо наносят испытуемый раствор на бумагу стеклянной палочкой, либо прикладывают полоску бумаги к влажной пробе. Затем немедленно сравнивают цвет индикаторной полосы с эталонной шкалой.

*Ход работы:*

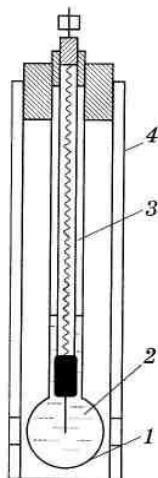
1. С помощью пипетки нанесите 1-2 капли исследуемого раствора на полоску индикаторной бумаги и немедленно сравните ее цвет с эталонной цветовой шкалой. Запишите полученное значение pH.
2. Сопоставьте полученное значение с результатами предыдущего опыта. Сделайте вывод.

### ***Опыт 3. Потенциометрическое определение pH раствора***

Для самого точного определения pH растворов применяются ионометры (pH-метры). Принцип работы pH-метра основан на потенциометрическом методе определения величины ЭДС электродной системы, состоящей из индикаторного электрода (стеклянный электрод) и электрода сравнения. Стекло-электрод (см. рис. ниже) состоит из тонкостенного (около 0,1 мм) шарика (1) из электродного стекла, заполненного раствором HCl (2). Внутри шарика помещают хлорсеребряный электрод (3). Это устройство обычно закрывают защитной трубкой 4. Скачок потенциала на границе раздела стекло-водный раствор зависит от pH. Перед началом работы проводится калибровка pH метра по стандартным буферным растворам с точно известными значениями pH в соответствии с инструкцией к иономеру. Следует чрезвычайно бережно обращаться со стеклянным электродом (не ударять, не царапать). Хранить электрод необходимо в 0,1M растворе HCl, перед измерениями промывать дистиллированной водой и осторожно осушать фильтровальной бумагой.

*Ход работы:*

1. Ознакомьтесь с устройством и правилами работы на иономере (pH-метре).
2. Измерьте pH исследуемого раствора на иономере.
3. Сопоставьте полученные значения с результатами предыдущих измерений.



*Конструкция стеклянного электрода*

4. Сделайте вывод по проведенному опыту (сравните различные способы определения pH с точки зрения их точности, простоты, доступности, стоимости).

## **Лабораторная работа № 8**

### **«Буферные растворы. Гидролиз солей»**

*Цель работы: изучить способность буферных растворов сохранять постоянство pH водного раствора и способность некоторых солей при растворении изменять pH воды.*

#### **Опыт 1. Исследование свойств буферного раствора**

Буферными растворами называются растворы, сохраняющие неизменными значения pH при разбавлении или добавлении небольшого количества сильной кислоты или основания. Различают буферные растворы нескольких типов: 1) состоящие из слабой кислоты и ее соли ( $\text{CH}_3\text{COOH}$  и  $\text{CH}_3\text{COONa}$  – ацетатный буфер); 2) состоящие из слабого основания и его соли ( $\text{NH}_4\text{OH}$  и  $\text{NH}_4\text{Cl}$  – аммиачный буфер); 3) состоящие из смеси солей ( $\text{NaHCO}_3$  и  $\text{Na}_2\text{CO}_3$  – карбонатный буфер). Способность буферных растворов поддерживать постоянное значение pH основана на том, что отдельные компоненты

смеси связывают ионы  $\text{H}^+$  и  $\text{OH}^-$  вводимых в раствор кислот и оснований, при этом каждый буфер характеризуется *буферной емкостью* (количество кислоты или основания, при добавлении которых в 1 л буферного раствора его pH изменяется на одну единицу).

*Ход работы:*

1. Налейте в химический стаканчик 50 мл дистиллированной воды и измерьте pH с помощью pH-метра. Добавьте к воде 1 мл раствора соляной кислоты (0,01 моль/л) и снова измерьте pH.
2. Снова налейте в химический стаканчик 50 мл воды, добавьте 1 мл раствора гидроксида натрия (0,01 моль/л) и измерьте pH.
3. Налейте в химический стаканчик 50 мл фосфатного буфера (смесь 0,1 моль/л  $\text{NaH}_2\text{PO}_4$  и 0,1 моль/л  $\text{Na}_2\text{HPO}_4$ ) и измерьте его pH. Добавьте к буферу 1 мл раствора соляной кислоты (0,01 моль/л) и снова измерьте pH.
2. Снова налейте в химический стаканчик 50 мл фосфатного буфера, добавьте 1 мл раствора гидроксида натрия (0,01 моль/л) и измерьте pH.
3. Занесите результаты измерений в таблицу. Как повлияло на величину pH добавление кислоты и щелочи к воде? К буферу? Почему?

Исходный раствор	Значение pH		
	в исходном растворе	после добавления HCl	после добавления NaOH
Вода			
Фосфатный буфер			

4. Сделайте вывод по опыту.

## Опыт 2. Гидролиз солей

*Гидролиз солей* - это реакция обменного взаимодействия между водой и солью, приводящая к образованию слабого электролита. Можно выделить несколько случаев гидролиза:

- 1) *Гидролиз по аниону* происходит в растворах солей, состоящих из анионов слабых кислот ( $\text{CN}^-$ ,  $\text{CO}_3^{2-}$ ,  $\text{PO}_4^{3-}$  и др) и катионов сильных оснований ( $\text{Na}^+$ ,  $\text{K}^+$ ,  $\text{Ca}^{2+}$  и др). Реакция среды в растворе -щелочная.
- 2) *Гидролиз по катиону* происходит в растворах солей, состоящих из катионов слабых оснований ( $\text{NH}_4^+$ ,  $\text{Cu}^{2+}$ ,  $\text{Fe}^{3+}$  и др) и анионов сильных кислот ( $\text{Cl}^-$ ,  $\text{SO}_4^{2-}$ ,  $\text{NO}_3^-$  и др). Реакция среды в растворе -кислая

3) *Гидролиз по катиону и аниону* одновременно характерен для солей, состоящих из катионов слабых оснований и анионов слабых кислот. Реакция среды в растворе - различная (нейтральная, кислая, щелочная), в зависимости от соотношения силы кислоты и основания, образующих соли.

*Ход работы:*

1. В химический стаканчик налейте 50 мл дистиллированной воды, добавьте немного кристаллического карбоната натрия, перемешайте до полного растворения соли. Измерьте значение рН полученного раствора с помощью рН-метра.

2. Проведите аналогичный опыт с другими солями и заполните таблицу.

Соль	Формула основания, образующего соль; его сила	Формула кислоты, образующей соль; ее сила	рН (ожидаемое значение) =7; <7; >7	рН (полученное значение)
Карбонат натрия				
Гидрокарбонат натрия				
Сульфат алюминия				
Хлорид магния				
Хлорид натрия				

3. Какие из исследованных солей подвергаются гидролизу? Запишите ионно-молекулярные и молекулярные уравнения гидролиза. В случае ступенчатого гидролиза напишите уравнение гидролиза только по первой ступени.

4. Сделайте общий вывод о реакции среды в растворах различных солей, образованных: 1) сильным основанием и слабой кислотой; 2) слабым основанием и сильной кислотой; 3) сильным основанием и сильной кислотой.

## Лабораторная работа № 9

### «Комплексные соединения»

*Цель работы: познакомиться с основными типами комплексных соединений и их свойствами.*

В молекуле комплексного соединения один из ионов (обычно положительно заряженный), занимает центральное место и называется *комплексобразователем (центральным ионом)*. Вокруг него в непосредственной близости расположено (координировано) некоторое число противоположно заряженных ионов или нейтральных молекул, называемых *лигандами* и образующих *внутреннюю координационную сферу* (ее границы в формуле показываются квадратными скобками). Остальные ионы находятся на более далеком расстоянии от центрального иона и составляют *внешнюю координационную сферу*. Лиганды, занимающие во внутренней сфере одно место, называются *монодентатными* ( $\text{H}_2\text{O}$ ,  $\text{NH}_3$ ,  $\text{OH}^-$ ,  $\text{Cl}^-$ ), два места – *бидентатными* ( $\text{NH}_2\text{CH}_2\text{CH}_2\text{NH}_2$ ,  $\text{C}_2\text{O}_4^{2-}$ ), много мест – *полидентатными* (ЭДТА). Важнейшей характеристикой комплексобразователя является количество химических связей, которые он образует с лигандами, или *координационное число* (КЧ). Значение координационного числа комплексобразователя зависит от его природы, степени окисления, природы лигандов и условий, при которых протекает реакция комплексобразования. Устойчивость комплекса количественно характеризуется *константой нестойкости* ( $K_{\text{нест}}$ ) или *константой устойчивости* ( $\beta$ ).

#### **Опыт 1. Получение комплексных соединений**

Комплексные соединения классифицируются:

1. *По заряду комплексного иона*: катионные  $[\text{Cu}(\text{H}_2\text{O})_4]^{2+}$ , анионные  $[\text{AuCl}_4]^-$ , нейтральные  $[\text{Pt}(\text{NH}_3)_2\text{Cl}_2]$
2. *По принадлежности к определенному классу соединений*: кислоты  $\text{H}[\text{BF}_4]$ , основания  $[\text{Ni}(\text{NH}_3)_6](\text{OH})_2$ , соли  $\text{Na}_3[\text{AlF}_6]$ .
3. *По типу лиганда*: аквакомплексы  $[\text{Co}(\text{H}_2\text{O})_6]^{2+}$ ; аммиакаты  $[\text{Ni}(\text{NH}_3)_6]^{2+}$ ; гидроксокомплексы  $[\text{Al}(\text{OH})_6]^{3-}$ ; ацидокомплексы  $[\text{Ag}(\text{CN})_2]^-$ ; карбонилы  $[\text{Fe}(\text{CO})_5]$ ; внутрикомплексные соединения (хелаты)  $[\text{Fe}(\text{C}_2\text{O}_4)_3]^{3-}$ ; смешано-лигандные  $[\text{Cr}(\text{NH}_3)_3(\text{H}_2\text{O})_3]\text{Cl}_3$  и др.

*Ход работы:*

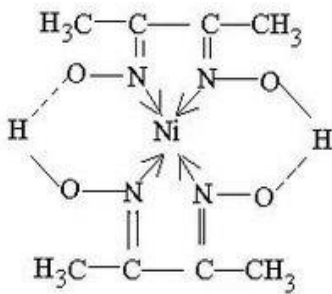
Для каждого из опытов (смотри ниже) напишите уравнения (молекулярные и ионно-молекулярные) происходящих реакций. Назовите полученное комплексное соединения. Укажите его тип по приведенным выше классификациям. Напишите уравнения диссоциации комплексного соединения и выражение для кон-

станты устойчивости.

1. Поместите в пробирку немного раствора сульфата меди(II) и постепенно добавляйте раствор гидроксида аммония до полного растворения выпавшего первоначально осадка. Что наблюдается? Раствор сохраните для опыта 2.

2. Поместите в пробирку немного раствора нитрата висмута(III) и постепенно добавляйте раствор иодида калия до полного растворения выпавшего первоначально осадка. Что наблюдается?

3. Поместите в пробирку раствор соли никеля и прибавьте аммиачный (или спиртовой) раствор диметилглиоксима (реактив Чугаева\*). Что наблюдается? Реакция идет с образованием нерастворимого комплексного диметилглиоксимата никеля, представляющего собой хелат и имеющего формулу:



Благодаря интенсивной окраске эту реакцию используют для обнаружения очень низких концентраций ионов  $\text{Ni}^{2+}$  в растворе.

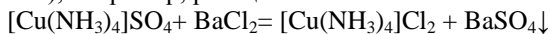
\* Чугаев Лев Александрович (1873-1922 гг.) русский, советский химик и биохимик, первооткрыватель чувствительной реакции на никель с диметилглиоксимом.

4. Сделайте вывод по опыту.

### **Опыт 2. Реакции комплексных соединений**

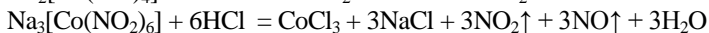
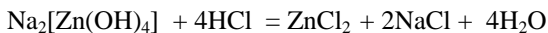
Комплексные соединения могут вступать в реакции:

1. без разрушения внутренней сферы (как обычные соли, кислоты, основания), например, реакции обмена:

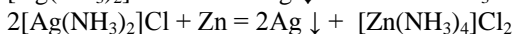
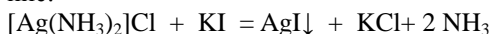


2. с разрушением внутренней сферы:

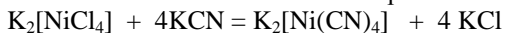
- за счет превращения лиганда в малодиссоциирующее или газообразное соединение:



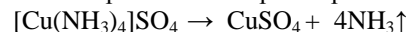
- за счет превращения комплексообразователя в малорастворимое соединение:



- за счет связывания комплексообразователя в более устойчивый комплекс:



- за счет разложения при нагревании:



*Ход работы:*

1. К раствору хлорида кобальта (II) добавьте немного раствора тетрароданомеркурата аммония. Что наблюдается? Напишите уравнение реакции.

2. Поместите в пробирку немного кристаллического гексагидрата хлорида кобальта (II) и осторожно нагрейте пробирку на спиртовке. Что наблюдается? Охладите пробирку и прибавьте немного воды. Что наблюдается? Напишите уравнение реакции. Эту реакцию можно использовать как основу для симпатических (невидимых) чернил (чернила, записи которыми на бумаге являются изначально невидимыми и становятся видимыми только при определенных условиях (нагрев, освещение, химический проявитель)). Сделайте на фильтровальной бумаге надпись (рисунок) разбавленным раствором хлорида кобальта. После высыхания на воздухе осторожно нагрейте бумагу над пламенем спиртовки.

3. Сделайте вывод по опыту.

## Лабораторная работа № 10

### «Окислительно-восстановительные реакции»

*Цель работы: познакомиться с некоторыми окислителями и восстановителями; научиться определять возможность протекания ОВ реакций.*

#### Опыт 1. Окислительные свойства перманганата калия

Перманганат калия  $\text{KMnO}_4$  (распространённое название в быту марганцовка) – темно-фиолетовые, почти черные кристаллы, при растворении в воде образующие ярко окрашенный раствор малинового цвета. Является сильным окислителем и в зависимости от pH раствора окисляет различные вещества, восстанавливаясь до соединений марганца разной степени окисления: в кислой среде — до соединений марганца(II) ( $\text{Mn}^{2+}$ ), в нейтраль-

ной — до соединений марганца(IV) ( $\text{MnO}_2$ ), в сильно щелочной — до соединений марганца(VI) ( $\text{MnO}_4^{2-}$ ).

*Ход работы:*

1. Налейте в пробирку немного раствора перманганата калия, добавьте разбавленный раствор серной кислоты и отметьте окраску полученного раствора. Добавьте к нему немного свежеприготовленного раствора сульфита натрия. Что наблюдается?

2. Подберите коэффициенты в уравнение реакции методом электронного баланса:



Укажите окислитель и восстановитель, определите тип ОВР.

3. Сделайте выводы по опыту.

### ***Опыт 2. Окислительные свойства пероксида водорода.***

Пероксид водорода или перекись водорода  $\text{H}_2\text{O}_2$ —бесцветная жидкость неограниченно растворимая в воде. Разбавленный 3% раствор перекиси водорода применяют в медицине для обработки небольших поверхностных ран, но концентрированные растворы при попадании на кожу, слизистые оболочки и в дыхательные пути вызывают ожоги. (Концентрированный 30 % водный раствор пероксида водорода, стабилизированный добавлением фосфатов натрия, называется *пергидролем*. Выпускаемый в виде таблеток твердого клатрата с мочевиной пероксид водорода называется *гидроперитом*. Пероксид водорода обладает окислительными, а также восстановительными свойствами. Благодаря своим сильным окислительным свойствам пероксид водорода нашёл широкое применение в быту и в промышленности, где используется для отбеливания и дезинфекции.

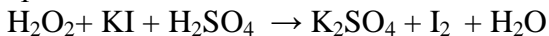
*Ход работы:*

1. Налейте в пробирку ~1мл разбавленной серной кислоты, добавьте немного раствора иодида калия и осторожно прибавьте 3% раствор перекиси водорода. Что наблюдается? Капните каплю полученного раствора в раствор крахмала, налитый в другую пробирку. Наблюдайте появление синей (сине-фиолетовой) окраски. Она обусловлена образованием клатратного соединения молекулярного йода  $\text{I}_2$  с цепью амилозы в составе крахмала. Йодкрахмальная реакция, открытая еще в 1814 г, является очень чувствительной и специфической. Она используется для обнаружения крахмала в различных продуктах или наоборот для обнаружения йода (в аналитической химии)

2. Подберите коэффициенты в уравнение реакции методом элек-



тронного баланса:



Укажите окислитель и восстановитель, определите тип ОВР.

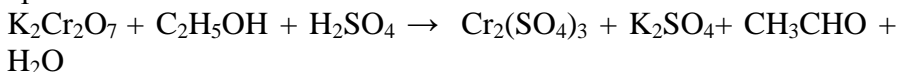
3. Сделайте вывод по опыту.

### **Опыт 3. Окислительные свойства дихромата калия**

*Ход работы* (опыт проводить в вытяжном шкафу):

1. Налейте в пробирку немного водного раствора дихромата калия, осторожно добавьте немного концентрированной серной кислоты, отметьте цвет полученного раствора. Охладите его, поместив в стакан с холодной водой. Осторожно добавьте к содержимому пробирки немного этилового спирта. Как изменился цвет раствора? Почему? После окончания реакции для определения запаха уксусного альдегида  $\text{CH}_3\text{CHO}$  (характерный запах прелых яблок) необходимо легким движением руки направить струю воздуха от отверстия пробирки к себе и осторожно понюхать.

2. Подберите коэффициенты в уравнение реакции методом электронного баланса:



Укажите окислитель и восстановитель, определите тип ОВР.

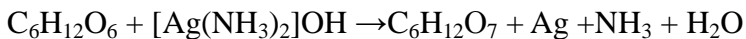
3. Сделайте вывод по опыту.

### **Опыт 4. Реакция «серебряного зеркала»**

*Ход работы:*

1. В тщательно вымытую пробирку налейте немного раствора нитрата серебра и прибавьте 10% раствор аммиака, встряхивая пробирку после прибавления каждой капли до растворения выпавшего осадка  $\text{Ag}_2\text{O}$ . К полученному прозрачному раствору прибавьте 10% раствор глюкозы. Перемешайте раствор и поставьте пробирку в водяную баню с горячей водой. Какое вещество выделилось из раствора на стенки пробирки?

2. Подберите коэффициенты в уравнение реакции методом электронного баланса:



Укажите окислитель и восстановитель, определите тип ОВР.

3. Сделайте вывод по опыту.

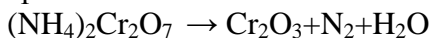
### **Опыт 5. «Химический вулкан»**

Существует много разных вариантов опыта "Химический вулкан", но именно разложение бихромата аммония больше всего напоминает извержение настоящего вулкана. Во время эксперимента можно увидеть и серо-зеленую гору с кратером, и сноп искр, вылетающих из кратера, и большие массы вулканического пепла.

*Ход работы* (опыт проводить в вытяжном шкафу):

1. Насыпьте на асбестовую сетку небольшую горку дихромата аммония. Смочите небольшой кусочек ваты спиртом («запал») и поместите на вершину горки. Подожгите вату с помощью спички и наблюдайте за последующим «извержением вулкана».

2. Подберите коэффициенты в уравнение реакции методом электронного баланса:



Укажите окислитель и восстановитель, определите тип ОВР.

3. Сделайте вывод по опыту.

## **Лабораторная работа № 11**

### **«Ряд стандартных электродных потенциалов металлов. Электролиз»**

*Цель работы: познакомиться с рядом напряжений металлов и с окислительно-восстановительными процессами в растворах под действием тока (электролиз).*

#### **Опыт 1. Сравнительная активность металлов**

Электрохимический ряд активности металлов (ряд напряжений, ряд стандартных электродных потенциалов)—последовательность, в которой металлы расположены в порядке увеличения их стандартных электрохимических потенциалов, отвечающих полуреакции восстановления катиона металла  $\text{Me}^{n+}$ :  $\text{Me}^{n+} + n\text{e}^- \rightarrow \text{Me}$ .

**$\text{Li} > \text{K} > \text{Ba} > \text{Sr} > \text{Ca} > \text{Na} > \text{Mg} > \text{Al} > \text{Mn} > \text{Zn} > \text{Cr} > \text{Fe} > \text{Cd} > \text{Co} > \text{Ni} > \text{Sn} > \text{Pb} > \text{H} > \text{Sb} > \text{Bi} > \text{Cu} > \text{Hg} > \text{Ag} > \text{Pd} > \text{Ir} > \text{Pt} > \text{Au}$**

Металлы, стоящие левее, являются более сильными восстановителями, чем металлы, расположенные правее: они вытесняют последние из растворов

солей. Металлы, стоящие в ряду левее водорода, вытесняют водород при взаимодействии с водными растворами кислот-неокислителей; наиболее активные металлы (до алюминия включительно) вытесняют водород и при взаимодействии с водой. Металлы, стоящие в ряду правее водорода, с водными растворами кислот-неокислителей при обычных условиях не взаимодействуют.

*Ход работы:*

1. Налейте в отдельные пробирки по ~ 3-4 мл водных растворов солей  $\text{Mg}^{2+}$ ,  $\text{Sn}^{2+}$ ,  $\text{Ag}^+$ ,  $\text{Cu}^{2+}$ ,  $\text{Pb}^{2+}$ . Опустите в каждый раствор по одной грануле металлического цинка. Что наблюдается? Напишите уравнения реакций и докажете возможность их протекания рассчитав стандартное значение ЭДС, пользуясь таблицей стандартных электродных потенциалов металлов.

2. Аккуратно соберите небольшое количество выделившегося металла (любого, по выбору) и проведите с ним реакцию вытеснения другого металла (любого, по выбору) из раствора его соли. Опишите свои наблюдения, напишите уравнение происходящей реакции.

3. Сделайте вывод по проделанному опыту.

## **Опыт 2. Электролиз водных растворов**

*Электролиз* — физико-химический процесс, состоящий в выделении на *электродах* составных частей растворённых веществ или других веществ, являющихся результатом вторичных реакций на электродах, который возникает при прохождении электрического тока через раствор, либо расплав *электролита*. Упорядоченное движение ионов в проводящих жидкостях происходит в электрическом поле, которое создаётся *электродами* — проводниками, соединёнными с полюсами источника электрической энергии. *Катодом* при электролизе называется отрицательный электрод, *анодом* — положительный. Существуют некоторые закономерности катодных и анодных процессов при электролизе

Катионы активных металлов $\text{Li}^+$ , $\text{Cs}^+$ , $\text{Rb}^+$ , $\text{K}^+$ , $\text{Ba}^{2+}$ , $\text{Sr}^{2+}$ , $\text{Ca}^{2+}$ , $\text{Na}^+$ , $\text{Mg}^{2+}$ , $\text{Be}^{2+}$ , $\text{Al}^{3+}$	Катионы менее активных металлов $\text{Mn}^{2+}$ , $\text{Cr}^{3+}$ , $\text{Zn}^{2+}$ , $\text{Ga}^{3+}$ , $\text{Fe}^{2+}$ , $\text{Cd}^{2+}$ , $\text{In}^{3+}$ , $\text{Tl}^+$ , $\text{Co}^{2+}$ , $\text{Ni}^{2+}$ , $\text{Sn}^{2+}$ , $\text{Pb}^{2+}$	Катионы неактивных металлов $\text{Bi}^{3+}$ , $\text{Cu}^{2+}$ , $\text{Ag}^+$ , $\text{Hg}^{2+}$ , $\text{Pd}^{2+}$ , $\text{Pt}^{2+}$ , $\text{Au}^{3+}$
Трудно разряжаются (только из расплавов),	В водном растворе восстанавливается	Легко разряжаются, и восстанавливается

в водном растворе электролизу подвергается вода с выделением водорода	металл (при малой концентрации катионов в растворе — металл и водород)	только металл
Анионы кислородсодержащих кислот и фторид-ион $\text{PO}_4^{3-}$ , $\text{CO}_3^{2-}$ , $\text{SO}_4^{2-}$ , $\text{NO}_3^-$ , $\text{NO}_2^-$ , $\text{ClO}_4^-$ , $\text{F}^-$	Гидроксид-ионы; анионы бескислородных кислот (кроме $\text{F}^-$ ) $\text{OH}^-$ , $\text{Cl}^-$ , $\text{Br}^-$ , $\text{I}^-$ , $\text{S}^{2-}$	
Тяжело разряжаются (только из расплавов), в водном растворе электролизу подвергается вода с выделением кислорода	Легко разряжаются	

### *Ход работы:*

1. Ознакомьтесь с конструкцией и зарисуйте прибор для электролиза. Заполните электролизер (U-образная трубка) водным раствором сульфата меди(II). Опустите в оба колена трубки угольные электроды, включите источник постоянного напряжения (можно использовать и обычную батарейку напряжением 9 В) и пропускайте через раствор ток в течении 5-10 мин. Что наблюдается на катоде и на аноде? Составьте уравнения реакций, протекающих на электродах и суммарное уравнение процесса электролиза.
2. Аналогичным образом проведите электролиз водного раствора иодида калия. Используя подходящие реактивы (раствор фенолфталеина, раствор крахмала), докажите, что образуется на катоде и аноде. Составьте уравнения реакций, протекающих на электродах и суммарное уравнение процесса электролиза.
3. Сделайте вывод по опыту.

## Лабораторная работа № 12

### «Галогены. Сера»

*Цель работы: познакомиться с физическими и химическими свойствами простых веществ и их важнейших соединений*

#### **Опыт 1. Получение и свойства хлора**

Хлор  $\text{Cl}_2$  — токсичный удушливый газ желтовато-зеленоватого цвета, при попадании в лёгкие вызывает ожог лёгочной ткани, удушье. Хлор был одним из первых химических отравляющих веществ, использованных Германией в Первую мировую войну. При работе с хлором следует пользоваться защитной спецодеждой, противогазом, перчатками. На короткое время защитить органы дыхания от попадания в них хлора можно тряпичной повязкой, смоченной раствором сульфита натрия  $\text{Na}_2\text{SO}_3$  или тиосульфата натрия  $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ . ПДК хлора в атмосферном воздухе следующие: среднесуточная —  $0,03 \text{ мг/м}^3$ ; максимально разовая —  $0,1 \text{ мг/м}^3$ ; в рабочих помещениях промышленного предприятия —  $1 \text{ мг/м}^3$ . Хлор применяют во многих отраслях промышленности и бытовых нужд (производство поливинилхлорида, синтетического каучука, соляной кислоты, хлорной извести, бертолетовой соли, хлоридов металлов, лекарств, удобрений, хлорорганических инсектицидов, боевых отравляющих веществ (ирит, фосген), обеззараживание (хлорирование) воды и пр.).

*Ход работы* (опыт проводить в вытяжном шкафу):

1. В пробирку с газоотводной трубкой поместите порошок диоксида марганца и прилейте концентрированной соляной кислоты в таком количестве, чтобы она покрыла весь слой диоксида марганца. Закрепите пробирку в лапке штатива и осторожно нагрейте на пламени спиртовки. Что наблюдается?
2. Поднесите к отверстию газоотводной трубки влажную индикаторную йодокрахмальную бумагу (или фильтровальную бумагу, смоченную раствором иодида калия). Заполните хлором сухую микроколбочку и плотно закройте ее пробкой. Обратите внимание на цвет и запах хлора. Для нейтрализации остатков хлора после проведения опыта необходимо прилить раствор щелочи  $\text{NaOH}$  или тиосульфата натрия  $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ , после чего содержимое вылить в специальную склянку для слива.
3. Напишите уравнение реакций: 1) получения хлора; 2) взаимодействие хлора с водой (получение хлорной воды); 3) взаимодействие хлора с  $\text{KI}$ ; 4) взаимодействие хлора с  $\text{NaOH}$  на

холоду.

4. Сделайте вывод по опыту.

### **Опыт 2. Свойства йода**

Йод  $I_2$  при обычных условиях — твёрдое вещество, чёрно-серые или тёмно-фиолетовые кристаллы со слабым металлическим блеском и специфическим запахом. Пары имеют характерный фиолетовый цвет, так же, как и растворы в неполярных органических растворителях, например, в бензоле — в отличие от бурого раствора в полярном этиловом спирте. При нагревании при атмосферном давлении йод сублимирует (возгоняется), превращаясь в пары фиолетового цвета; при охлаждении при атмосферном давлении пары йода кристаллизуются, минуя жидкое состояние. Этим пользуются на практике для очистки йода от нелетучих примесей. Химически йод довольно активен, хотя и в меньшей степени, чем хлор и бром.

*Ход работы* (опыт проводить в вытяжном шкафу):

1. В пробирку поместите несколько кристалликов йода (опишите их внешний вид) и нагрейте до появления паров. Что наблюдается?

2. В отдельные пробирки поместите по одному кристаллику йода и прилейте приблизительно равные объёмы: 1) воды; 2) этилового спирта; 3) хлороформа. Наблюдать различие в растворимости и окраску полученных растворов. Соблюдается ли «золотое правило» алхимиков «Подобное растворяется в подобном»?

Растворитель	Растворимость йода, г/ кг
Вода	0,28
$C_6H_6$	164
$CCl_4$	19,2
$CHCl_3$	49,7
$C_2H_5OH$	271,7

3. Сделайте выводы по проделанному опыту.

### **Опыт 3. Горение серы**

Сернистый газ  $SO_2$ , образующийся при горении серы, убивает различные микроорганизмы (плесень, грибки) и это используется для дезинфекции овощехранилищ, погребов, складов (окуривание поджиганием серной

дымовой шашки). Сера содержится в головке спички при горении образует  $\text{SO}_2$ , придающий горящей спичке характерный запах. В средние века и эпоху Возрождения инквизиция устраивала настоящую охоту за ведьмами и магами. Поэтому запах горящей серы стал ассоциироваться с нечистой силой и дьяволом.  $\text{SO}_2$  очень токсичен. При кратковременном вдыхании оказывает сильное раздражающее действие, вызывает кашель и першение в горле. ПДК (предельно допустимая концентрация): в атмосферном воздухе среднесуточная —  $0,05 \text{ мг/м}^3$ ; в помещении (рабочая зона) —  $10 \text{ мг/м}^3$ .

*Ход работы* (опыт проводить в вытяжном шкафу):

1. На железную ложечку для сжигания веществ поместите немного порошка молотой серы, отметьте ее цвет. Внесите ложечку в пламя спиртовки. Что наблюдается? (температура плавления серы  $112^\circ\text{C}$ , температура кипения  $445^\circ\text{C}$ ). Когда сера загорится, выньте ложечку из пламени спиртовки и поднесите к пламени горящей серы влажную синюю лакмусовую бумажку. Что происходит?
2. Напишите уравнения реакций: 1) горения серы; 2) взаимодействия оксида серы (IV) с водой; 3) взаимодействия оксида серы (IV) со щелочью.
3. Сделайте вывод по опыту.

#### ***Опыт 4. Получение сероводорода***

Сероводород  $\text{H}_2\text{S}$  —бесцветный газ с запахом протухших яиц. Раствор сероводорода в воде — очень слабая сероводородная кислота. Соли сероводородной кислоты называют сульфидами. В воде хорошо растворимы только сульфиды щелочных металлов, аммония. Сульфиды остальных металлов практически не растворимы в воде и ярко окрашены. Сероводород очень токсичен. Вдыхание воздуха с небольшим содержанием сероводорода вызывает головокружение, головную боль, тошноту, а со значительной концентрацией приводит к коме, судорогам, отёку лёгких и даже к летальному исходу. При вдыхании воздуха с небольшими концентрациями у человека довольно быстро возникает адаптация к неприятному запаху, и он перестаёт ощущаться. При вдыхании воздуха с большой концентрацией, из-за паралича обонятельного нерва, запах сероводорода почти сразу перестаёт ощущаться. ПДК сероводорода в воздухе рабочей зоны  $10 \text{ мг/м}^3$ , в атмосферном воздухе  $0,008 \text{ мг/м}^3$  (среднесуточная). Сероводород содержится в небольших количествах в природном газе, в попутных нефтяных газах и нефти (сульфиды, дисульфиды, меркаптаны).

*Ход работы* (опыт проводить в вытяжном шкафу):

1. Поместите в пробирку кусочек сульфида железа и закрепите пробирку вертикально в лапке штатива. Добавьте в нее концентрированной соляной кислоты и быстро закройте пробкой с отводной трубкой. Что наблюдается?
2. Поднесите к отверстию трубки полоску фильтровальной бумаги, смоченной раствором соли  $Pb^{2+}$ . Что наблюдается?
3. Зажгите выделяющийся газ, подержите смоченную дистиллированной водой синюю лакмусовую бумажку над пламенем горящего газа. Как и почему изменился цвет индикаторной бумаги? Внесите в пламя фарфоровую чашечку и отметить появление на ней желтого налета.
4. Напишите уравнения реакций: 1) получения сероводорода; 2) обнаружения сероводорода реакцией с солями свинца; 3) полного и неполного сгорания сероводорода; 4) взаимодействия с водой газа, полученного при горении сероводорода.
5. Сделайте вывод по опыту.

### ***Опыт 5. Свойства серной кислоты***

Серная кислота  $H_2SO_4$ —тяжелая бесцветная маслянистая жидкость, Смешивается с водой в неограниченных количествах, и при этом выделяется тепло, и раствор очень сильно нагревается (вплоть до кипения воды). Поэтому при добавлении воды к концентрированной серной кислоте последняя разбрызгивается вследствие быстрого преобразования воды в пар. Поэтому при разведении концентрированной серной кислоты надо кислоту вливать в воду (а не наоборот!) тонкой струей при тщательном перемешивании раствора. ПДК аэрозоля серной кислоты в воздухе рабочей зоны  $1,0 \text{ мг/м}^3$ , в атмосферном воздухе  $0,1 \text{ мг/м}^3$  (среднесуточная).

Разбавленная серная кислота (~10%, плотность  $1,07 \text{ г/мл}$ ) ведет себя, как окислитель за счет водорода в степени окисления +1, реагируя со всеми металлами, стоящими в электрохимическом ряду напряжений до водорода. Концентрированная серная кислота (95-98%, плотность  $1,834 \text{ г/мл}$ ) является более сильным окислителем за счет серы в степени окисления +6 (высшая степень окисления серы). Она реагирует со всеми металлами, за исключением Au, Pt, Ir, Rh, Ta. То, до какой степени окисления будет восстанавливаться сера +6, зависит от металла.



**Продукт восстановленной серы:**

Li	Cs	Rb	K	Ba	Sr	Ca	Na	Mg	Be	Al	Ti	Mn	V	Cr	Zn	Cr	Ga	Fe	Sn	Pb	H <sub>2</sub>	Cu	Hg	Ag	Pt	Au		
H <sub>2</sub> S										S										SO <sub>2</sub>					реакция не протекает			

*Ход работы* (опыт проводить в вытяжном шкафу):

*а) Взаимодействие серной кислоты с металлами.*

1. В две пробирки внесите разбавленный раствор серной кислоты и по кусочку металлов: в первую-цинка, во вторую-меди. Если реакция идет медленно, слегка подогрейте пробирки. В каком случае реакция не идет? Почему? Напишите уравнения протекающих реакций. Какой элемент в молекуле серной кислоты является окислителем?

2. В две пробирки внесите концентрированный раствор серной кислоты и по кусочку металлов: в первую-цинка, во вторую-меди. Если реакция идет медленно, слегка подогрейте пробирки. Что наблюдается? Поднесите к выделяющемуся газу влажную синюю лакмусовую бумажку. Что наблюдается?

3. Напишите уравнения всех реакций и сделайте вывод.

*б) Дегидратирующие свойства серной кислоты*

1. На листочке фильтровальной бумаги с помощью стеклянной палочки сделайте надпись разбавленным раствором серной кислоты. Бумагу осторожно просушите держа высоко над пламенем спиртовки. Объясните почернение бумаги. Какое свойство проявляет концентрированная серная кислота в этом опыте? Эту реакцию можно использовать как основу для *симпатических* (невидимых) *чернил* (чернила, записи которыми на бумаге являются изначально невидимыми и становятся видимыми только при определенных условиях (нагрев, освещение, химический проявитель).

2. Напишите уравнение реакции и сделайте вывод.

## **Лабораторная работа № 13**

### **«Азот. Углерод. Кремний»**

*Цель работы: познакомиться с физическими и химическими свойствами простых веществ и их важнейших соединений.*

### ***Опыт 1. Получение аммиака и его свойства***

Аммиак  $\text{NH}_3$ , при нормальных условиях — бесцветный газ с резким характерным запахом. Плотность аммиака почти вдвое меньше, чем у воздуха. Растворимость  $\text{NH}_3$  в воде чрезвычайно велика — около 1200 объемов (при 0 °C) или 700 объемов (при 20 °C) в одном объеме воды. Пары аммиака сильно раздражают слизистые оболочки глаз и органов дыхания, а также кожные покровы. ПДК в воздухе рабочей зоны производственного помещения составляет 20 мг/м<sup>3</sup>. В атмосферном воздухе населенных пунктов и в жилых помещениях среднесуточная концентрация аммиака не должна превышать 0,04 мг/м<sup>3</sup>.

*Ход работы* (опыт проводить в вытяжном шкафу):

1. Поместите в пробирку немного хлорида аммония и гашеной извести. Стеклопалочкой тщательно перемешайте смесь, закройте пробкой с газоотводной трубкой и нагрейте на спиртовке.
2. Поднесите к отверстию газоотводной трубки поочередно: влажную красную лакмусовую бумажку и влажную фенолфталеиновую бумажку. Что наблюдается? Отметьте запах аммиака.
3. Напишите уравнения реакций и сделайте вывод.

*Восстановление оксида меди.*

1. Прокалите медный предмет (проволоку, пластинку) в пламени спиртовки так, чтобы он покрылся слоем оксида меди.
2. Опустите прокаленный предмет в пробирку с нашатырным спиртом (10% водный раствор гидроксида аммония). Что наблюдается? Если опыт повторять несколько раз, то нашатырный спирт в пробирке окрасится в синий цвет.

Способностью соединений меди вступать в реакцию с нашатырным спиртом пользуются с очень давних времен. Нашатырным спиртом очищают до блеска медные и латунные предметы (для большего эффекта нашатырный спирт смешивают с мелом, который механически оттирает грязь и адсорбирует загрязнения из раствора). Нашатырь (хлорид аммония) применяют при паянии, для очистки окисленного медного «жала» паяльника (окисленный слой теряет способность удерживать на своей поверхности оловянный припой).

3. Напишите уравнения реакций и сделайте вывод.

### ***Опыт 2. Взаимодействие азотной кислоты с металлами***

Азотная кислота  $\text{HNO}_3$  – сильный окислитель за счет азота в степени окисления +5. При взаимодействии азотной кислоты с металлами и неметаллами никогда не выделяется водород. В зависимости от концентрации кислоты и положения металла в электрохимическом ряду напряжений могут образовываться разные азотсодержащие продукты. (Чем активнее металл и чем сильнее разбавлена кислота, тем ниже степень окисления азота в получающихся продуктах).

	Щелочные и щелочно-земельные	Fe, Cr, Al, Ni, Co	Металлы до водорода	Металлы после водорода	Благородные (Au, Pt, Os, Ir, Ta)
$\text{HNO}_3$ (конц.)	$\text{N}_2\text{O}$	пассивация (при обычных условиях). $\text{NO}_2$ (при нагревании)	$\text{NO}_2$	$\text{NO}_2$	Нет реакции
$\text{HNO}_3$ (разб.)	$\text{NH}_3$ , $(\text{NH}_4\text{NO}_3)$	Основной $\text{NO}$ , но в зависимости от разбавления могут образовываться $\text{N}_2$ , $\text{N}_2\text{O}$ , $\text{NH}_3$ , $\text{NH}_4\text{NO}_3$		$\text{NO}$	

Смесь трех объемов концентрированных соляной кислоты и одного объема азотной называется «царской водкой». Она растворяет большинство металлов, в том числе и золото- «царя» металлов.

*Ход работы* (опыт проводить в вытяжном шкафу):

1. Налейте в пробирку немного концентрированной азотной кислоты и внесите маленький кусочек меди. Если реакция идет медленно слегка подогрейте. Какой газ выделяется?
2. Повторите этот же опыт с цинком и концентрированной азотной кислотой. Что наблюдается?
3. Напишите уравнения реакций и сделайте вывод.

### **Опыт 3. Свойства фосфора**

Элементарный фосфор при нормальных условиях существует в виде нескольких устойчивых аллотропических модификаций – белый, красный, чёрный и металлический фосфор. Модификации различаются по строению кристаллической решетки, цвету, плотности, растворимости, токсичности и химической активности. Наиболее активен белый фосфор, который на воздухе самовоспламеняется, а при медленном окислении светится

(хемилюминисценция). Красный фосфор на воздухе не самовоспламеняется, вплоть до температуры 250 °С. При температуре возгонки красный фосфор превращается в пар, при охлаждении которого образуется в основном белый фосфор. Ядовитость красного фосфора в тысячи раз меньше, чем у белого, поэтому он применяется гораздо шире, например, в производстве спичек (составом на основе красного фосфора покрыта тёрочная поверхность коробков).

*Ход работы* (опыт проводить в вытяжном шкафу):

1. В сухую пробирку насыпьте немного красного фосфора, закройте ватным тампоном и осторожно нагрейте на маленьком пламени, так чтобы фосфор постепенно превращался в пар. Объясните образование на стенках пробирки белых или слегка желтоватых капель. В чем отличие в строении молекул белого и красного фосфора? Как это сказывается на их свойствах?
2. В фарфоровой чашке, поставленной на кольцо, зажгите красный фосфор. Горящий фосфор неплотно накройте стеклянной воронкой. По окончании опыта смойте водой налет с воронки. К полученному раствору добавьте несколько капель лакмуса. Что наблюдается?
3. Напишите уравнения реакций и сделайте вывод.

#### ***Опыт 4. Свойства угля***

Активированный уголь (содержит 87%–97% углерода) –пористое вещество, которое получают из различных углеродосодержащих материалов органического происхождения: древесного угля, каменноугольного кокса, нефтяного кокса, скорлупы кокосовых орехов и других материалов. Активированный уголь содержит огромное количество пор и поэтому имеет очень большую удельную поверхность на единицу массы, вследствие чего обладает высокой адсорбционной способностью. В зависимости от технологии изготовления, 1 грамм активированного угля может иметь поверхность от 500 до 1500 м<sup>2</sup>. Применяют в медицине и промышленности для очистки, разделения и извлечения различных веществ.

*Адсорбция красящих веществ из раствора.*

*Ход работы:*

1. В пробирку до половины ее объема налейте водный раствор йода (йодная вода). Внесите в раствор немного порошка активированного угля. Плотнo закройте пробирку пробкой и энергично встряхивать ее 2-3 минуты. Дайте раствору

отстояться и отметить его цвет.

*Восстановительные свойства угля.*

*Ход работы* (опыт проводить в вытяжном шкафу):

1. На листке фильтровальной бумаги смешайте один объем порошка оксида меди(II) с двумя объемами порошка угля. Приготовленную смесь поместите в пробирку, которую укрепите в штативе горизонтально. Нагревайте смесь пламенем спиртовки, наблюдая сильное раскаливание смеси.
2. По охлаждении пробирки высыпьте ее содержимое на лист белой бумаги. Отметьте цвет полученного продукта. Обратите внимание на блестящий красноватый налет, образовавшийся на стенках пробирки..
3. Напишите уравнения реакций и сделайте вывод.

### ***Опыт 5. Получение и свойства кремниевой кислоты***

Кремниевые кислоты – очень слабые, малорастворимые в воде кислоты общей формулы  $n\text{SiO}_2 \cdot m\text{H}_2\text{O}$  (метакремниевая  $\text{H}_2\text{SiO}_3$ , ортокремниевая  $\text{H}_4\text{SiO}_4$ ). Соответствующие соли называют силикатами (метасиликаты, ортосиликаты). Гидрозоли кремниевых кислот используются как наполнители и связующие материалы в производстве керамических изделий, различных покрытий. Они служат сырьём для получения кварцевого стекла, различных адсорбентов, поглотителей паров воды и газов, фильтров очистки воды и масел.

*Ход работы:*

1. В химический стаканчик налейте концентрированный раствор силиката натрия (силикатный клей) и прибавьте раствор разбавленной соляной кислоты. Наблюдайте образование геля кремниевой кислоты.
2. Для получения силикагеля (диоксида кремния) хорошо промойте осадок кремниевой кислоты водой методом декантации, отфильтруйте осадок через бумажный фильтр, перенесите в пробирку и прокалите над пламенем спиртовки.
3. В три пробирки внесите растворы солей: в первую – хлорида кальция, во вторую – сульфата меди, в третью – хлорида железа(III). Добавить в каждую пробирку раствор силиката натрия. Отметьте цвета осадков.

Эти реакции можно использовать для получения «химического сада». Для

этого в химический стакан надо налить силикатный клей и поместить на дно несколько кристалликов солей Cu(II), Co(II), Ni(II), Fe(II), Fe(III), Mn(II), Al(III) и др. Со временем в стакане будут расти разноцветные «водоросли».

4. Напишите уравнения реакций и сделайте вывод.

## Лабораторная работа № 14

### «Щелочные и щелочноземельные металлы.

#### Магний. Алюминий»

*Цель работы: познакомиться с физическими и химическими свойствами простых веществ и некоторых соединений важнейших s- и p – металлов.*

#### **Опыт 1. Взаимодействие натрия с водой**

Натрий – легкий (плотность 0,97 г/см<sup>3</sup>), серебристо-белый металл, пластичен, мягок (легко режется ножом), свежий срез натрия блестит. легко окисляется до оксида натрия. Для защиты от кислорода воздуха металлический натрий хранят под слоем керосина. С водой натрий реагирует очень бурно, помещённый в воду кусочек натрия всплывает, из-за выделяющегося тепла плавится (температура плавления 98°C). Натрий на воздухе, превращаясь в белый шарик, который быстро движется в разных направлениях по поверхности воды. Реакция идёт с выделением водорода, который может воспламениться. Все опыты с щелочными металлами проводить с использованием средств индивидуальной защиты (перчатки, очки или маска). Остатки металла после опыта растворить в этаноле и вылить в канализацию.

*Ход работы (опыт проводить в вытяжном шкафу):*

1. Налейте в кристаллизатор дистиллированной воды. Осторожно пинцетом извлеките кусочек металлического натрия из банки, где он хранится под слоем керосина, поместите на фильтровальную бумагу, отрежьте скальпелем небольшой кусочек и очистите его поверхность от «корочки». Поместите кусочек металлического натрия в кристаллизатор с водой. Что наблюдается? Почему? Докажите образование щелочи в растворе, добавив в него каплю фенолфталеина.

2. Напишите уравнения реакций и сделайте вывод.

#### **Опыт 2. Жесткость воды и способы ее устранения**

Жесткость воды обусловлена содержанием в ней катионов Ca<sup>2+</sup> и Mg<sup>2+</sup> и в

меньшей степени  $\text{Sr}^{2+}$ ,  $\text{Ba}^{2+}$ ,  $\text{Fe}^{2+}$ ,  $\text{Mn}^{2+}$ . Различают *постоянную, временную и общую* жесткость воды. Постоянная жесткость воды ( $J_{\text{п}}$ ) - обусловлена содержанием сульфатов, хлоридов и других (кроме гидрокарбонатов) солей. При нагревании или кипячении воды они остаются в растворе. Временная жесткость воды ( $J_{\text{вр}}$ ) (устраняемая, карбонатная)- обусловлена содержанием гидрокарбонатов. При нагревании или кипячении воды гидрокарбонаты переходят в нерастворимые карбонаты, при этом жесткая вода умягчается. Общая жесткость воды  $J_{\text{общ}}$  - определяется как суммарное содержание в воде солей кальция и магния:  $J_{\text{общ}} = J_{\text{п}} + J_{\text{вр}}$ . Повышенная жесткость воды приводит к образованию известковых отложений в водопроводных трубах, в радиаторах отопления, на нагревательных элементах бытовых электроприборов. Высокая жесткость ухудшает органолептические свойства воды, придавая ей горьковатый вкус и оказывая действие на органы пищеварения. Использование для питья жесткой воды может способствовать развитию мочекаменной болезни. В жесткой воде значительно дольше варятся некоторые продукты (мясо, бобовые). Плохая вспениваемость жесткой воды ведёт к перерасходу моющих средств и к потере исходного цвета ткани. Жесткость воды выражается как молярная концентрация эквивалента  $\text{Ca}^{2+}$  или  $\text{Mg}^{2+}$ , т. е. в ммоль/л (ранее использовались обозначения мг-экв/л, ммоль-экв/л). В России принята шкала градусов жесткости ( $^{\circ}\text{Ж}$ ), согласно которой  $1^{\circ}\text{Ж}$  соответствует 1 ммоль/л  $\text{Ca}(\text{II})$  или  $\text{Mg}(\text{II})$  (20,04 мг/л  $\text{Ca}^{2+}$  или 12,15 мг/л  $\text{Mg}^{2+}$ ). При оценке общей жесткости воду характеризуют следующим образом.

Вода	Общая жесткость, ммоль/л
очень мягкая	до 1,5
мягкая	от 1,5 до 4
средней жесткости	от 4 до 8
жесткая	от 8 до 12
очень жесткая	более 12

#### *Ход работы:*

1. Наполните коническую колбочку известковой водой (насыщенный водный раствор гидроксида кальция) и пропускайте в нее диоксид углерода из аппарата Киппа. Отметьте появление осадка карбоната кальция.
2. Продолжайте пропускать диоксид углерода до растворения осадка, которое происходит вследствие образования растворимого гидрокарбоната, обуславливающего временную или карбонатную жесткость воды.

3. Разделите полученный раствор гидрокарбоната на две порции. Половину раствора прокипятите до образования осадка карбоната кальция.
4. Во второй порции раствора получите тот же осадок, добавив к нему известковую воду.
3. Напишите уравнения всех реакций и сделайте вывод.

### ***Опыт 3. Карбонаты и сульфаты щелочноземельных металлов***

*Ход работы:*

1. Получите осадки карбонатов кальция, стронция и бария взаимодействием растворов соответствующих солей с раствором карбоната натрия. Испытайте отношение полученных карбонатов к соляной кислоте.
2. Получите осадки сульфатов кальция, стронция и бария и испытайте действие на них разбавленной соляной кислоты. Напишите уравнения всех протекающих реакций. Почему карбонат бария растворяется в соляной кислоте, а сульфат бария не растворяется?
3. Напишите уравнения реакций и сделайте вывод.

### ***Опыт 4. Получение оксида магния и его взаимодействие с водой***

Магний – металл серебристо-белого цвета, легкий (плотность 1,74 г/см<sup>3</sup>), пластичный. При обычных условиях поверхность магния покрыта довольно прочной защитной плёнкой оксида магния MgO, которая разрушается при нагреве на воздухе до примерно 600 °C, после чего металл сгорает с ослепительно белым пламенем с образованием оксида и нитрида магния Mg<sub>3</sub>N<sub>2</sub>. На горящий магний желательно смотреть только через темные очки или стекло, так как в противном случае есть риск получить световой ожог сетчатки и на время ослепнуть. Магний используется для получения лёгких и сверхлёгких литейных сплавов (самолётостроение, производство автомобилей), а также в пиротехнике и военном деле для изготовления осветительных и зажигательных ракет. Оксид магния в промышленности применяется для производства огнеупоров, цементов, очистки нефтепродуктов, как наполнитель при производстве резины. Сверхлегкий оксид магния применяется как очень мелкий абразив для очистки поверхностей, в частности, в электронной промышленности. В медицине



применяют при повышенной кислотности желудочного сока.

*Ход работы* (опыт проводить в вытяжном шкафу):

1. Возьмите пинцетом немного магниевой ленты (или поместить в железную ложечку немного магниевой стружки) и подожгите ее в пламени спиртовки. При горении магния излучается ослепительно-белый свет со значительной долей УФ-лучей (в прошлом яркие магниевые вспышки использовали в фотографии). Для защиты глаз необходимо использовать темные очки! Как только магний загорится, выньте его из пламени и держите над тиглем.
2. Прибавьте к содержимому тигля немного дистиллированной воды, размешайте все стеклянной палочкой, перелейте содержимое в пробирку и добавьте одну каплю фенолфталеина. Что наблюдается?
3. Напишите уравнения реакций и сделайте вывод.

### **Опыт 5. Растворение алюминия в кислотах и щелочах**

Алюминий – металл серебристо-белого цвета, лёгкий (плотность  $2,71 \text{ г/см}^3$ ) обладает высокой электропроводностью и теплопроводностью. При обычных условиях алюминий покрыт тонкой и прочной оксидной плёнкой и потому не реагирует с  $\text{H}_2\text{O}$ ,  $\text{O}_2$ . Благодаря этому алюминий практически не подвержен коррозии и потому широко востребован современной промышленностью. Однако, при разрушении оксидной плёнки алюминий выступает как активный металл-восстановитель. Широко применяется как конструкционный материал. Основные достоинства алюминия в этом качестве — лёгкость, податливость штамповке, коррозионная стойкость, высокая теплопроводность, неядовитость его соединений. В частности, эти свойства сделали алюминий чрезвычайно популярным при производстве кухонной посуды, алюминиевой фольги в пищевой промышленности и для упаковки. Эти свойства сделали алюминий основным сырьём в авиационной и авиакосмической промышленности. Основным недостатком алюминия как конструкционного материала — малая прочность, поэтому для упрочнения его обычно сплавляют с небольшим количеством меди и магния (дюралюминий).

*Ход работы* (опыт проводить в вытяжном шкафу):

1. В две пробирки внесите небольшое количество разбавленных растворов кислот –соляной и серной. В каждую пробирку опустите по маленькому кусочку алюминия (гранулы, лист, фольга) Протекает ли реакция на холоду? Нагрейте пробирки. Что наблюдается?

2. Повторите опыт, заменив разбавленные кислоты концентрированными. Как протекают реакции на холоду? С какой кислотой алюминий не реагирует? Почему? Осторожно нагрейте пробирки. Как влияет нагревание?

3. Налейте в пробирку немного разбавленного раствора гидроксида натрия (едкого натра) и опустите маленький кусочек алюминия. Что наблюдается?

4. Напишите уравнения реакций и сделайте вывод.

### **Опыт 6. Гидроксид алюминия и его свойства**

Гидроксид алюминия -  $\text{Al}(\text{OH})_3$  или  $\text{H}_3\text{AlO}_3$  – соединение оксида алюминия с водой. Белое студенистое вещество, плохо растворимое в воде, обладает амфотерными свойствами. Гидроксид алюминия используется при очистке воды, так как обладает способностью адсорбировать различные вещества, в медицине, в качестве антацидного средства. Применяется в качестве антипирена (подавителя горения) в пластиках и других материалах.

*Ход работы:*

1. В пробирку внесите раствор соли алюминия и добавьте разбавленный раствор едкого натра до образования осадка гидроксида алюминия. Разделите полученный осадок на две пробирки.

2. В одну пробирку к полученному осадку прибавьте разбавленный раствор соляной кислоты, в другую – разбавленный раствор едкого натра. Что происходит в обоих случаях?

3. Напишите уравнения реакций. Сделайте вывод о свойствах гидроксида алюминия.

## **Лабораторная работа № 15**

### **«Железо»**

*Цель работы: познакомиться с физическими и химическими свойствами железа и его важнейших соединений.*

### **Опыт 1. Качественные реакции на ионы $\text{Fe}^{2+}$ и $\text{Fe}^{3+}$**

Гексацианоферрат (III) калия  $\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]$ – «желтая кровяная соль» и гексацианоферрат (III) калия  $\text{K}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]$ – «красная кровяная соль» получили свое название от способа их производства- из животных отходов, включая кровь, при нагревании с поташом  $\text{K}_2\text{CO}_3$  и железными опилками. «Берлинская лазурь» (впервые получена в 1704 г в Берлине) - существует в

двух формах—вещество состава  $\text{KFe}[\text{Fe}(\text{CN})_6]$  (растворимая соль) и  $\text{Fe}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]_3$  (нерастворимая соль) издавна и широко применялась для окраски тканей, бумаги, в росписи фресок. Такой же состав (за счет реакции  $\text{Fe}^{2+} + [\text{Fe}^{3+}(\text{CN})_6]^{3-} \rightarrow \text{Fe}^{3+} + [\text{Fe}^{2+}(\text{CN})_6]^{4-}$ ), не смотря на другой способ получения, имеет и «турнбулева синь» (названа по фамилии владельца завода для крашения тканей).

*Ход работы:*

*а) Действие на соли железа (III) гексацианоферрата (II) калия*

Поместить в пробирку раствор хлорида железа (III) и добавить раствор гексацианоферрата (II) калия. Наблюдайте за образованием «берлинской лазури». Данная реакция является характерной (качественной) на ион  $\text{Fe}^{3+}$ . Напишите уравнение реакции.

*а) Действие на соли железа (II) гексацианоферрата (III) калия*

В солях железа (II) вследствие частичного окисления на воздухе всегда присутствует железо (III). Поэтому во всех опытах по изучению свойств железа (II) следует брать наиболее устойчивую двойную кристаллическую соль Мора  $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4 \cdot \text{FeSO}_4 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$ .

Приготовьте в пробирке раствор соли Мора и добавьте к нему немного раствора гексацианоферрата (III) калия. Отметьте цвет образовавшегося осадка («турнбулева синь»). Данная реакция является характерной на ион  $\text{Fe}^{2+}$ . Напишите уравнения реакции.

Эти реакции можно использовать для получения симпатических чернил. Напишите письмо на желтоватой бумаге раствором соли железа(III). Дайте написанному высохнуть. Написанное вы не сможете прочитать. Смажьте осторожно письмо ватой, смоченной раствором желтой кровяной соли. И тогда написанные вами строчки станут синими и каждый сможет их прочесть.

## **Опыт 2. Коррозия железа при контакте с другими металлами**

*Ход работы:*

1. Налейте в два химических стаканчика раствор хлорида натрия (для увеличения электропроводности среды).
2. Зачистите наждачной бумагой две железные скрепки. К одной скрепке прикрепите кусочек цинка, к другой—кусочек меди.
3. Опустите скрепки в стаканчики с раствором соли на 10-15

мин.

- Отлейте немного полученного раствора из каждого стаканчика в отдельные пробирки и добавьте к ним раствор  $K_3[Fe(CN)_6]$ . В какой пробирке появилось синее окрашивание?
- Запишите схемы коррозионных гальванических элементов и уравнения катодных и анодных процессов, а также суммарное уравнение реакции коррозии железа в нейтральной среде. Какой металл можно использовать в качестве протектора при защите железа от коррозии?

### Опыт 3. Растворение железа в кислотах.

Железо — типичный металл (плотность  $7,87 \text{ г/см}^3$ ), в свободном состоянии — серебристо-белого цвета с сероватым оттенком. Чистый металл пластичен, различные примеси (в частности — углерод) повышают его твёрдость и хрупкость. Обладает ярко выраженными магнитными свойствами. Железо относится к умеренно тугоплавким металлам (т. пл.  $1538^\circ\text{C}$ ). В ряду стандартных электродных потенциалов железо стоит до водорода и легко реагирует с разбавленными кислотами. Концентрированные азотная и серная кислоты пассивируют железо. С этими кислотами железо взаимодействует только при нагревании:

*Ход работы* (опыт проводить в вытяжном шкафу):

- Налейте в одну пробирку немного разбавленной, а в другую — концентрированной соляной кислоты и внесите маленький кусочек железа (кнопка, скрепка). Какой газ выделяется?
- Повторите этот же опыт с разбавленной и концентрированной серной кислотой. Что наблюдается? Если реакция не идет (идет медленно) слегка подогрейте раствор.
- Повторите этот же опыт с разбавленной и концентрированной азотной кислотой. Что наблюдается? Если реакция не идет (идет медленно) слегка подогрейте раствор.
- Напишите уравнения всех реакций и сделайте вывод.

### Опыт 4. Гидроксиды железа (II) и железа(III) и их свойства

Оксид железа(II)  $FeO$  обладает основными свойствами, ему отвечает основание  $Fe(OH)_2$ . Соли железа (II) обладают светло-зелёным цветом. При их хранении, особенно во влажном воздухе, они коричневеют за счёт окисления до железа(III). Оксид железа(III)  $Fe_2O_3$  слабо амфотерен, но кислотные свойства гидроксида железа(III)  $Fe(OH)_3$  выражены очень слабо.

Он способен реагировать только с концентрированными растворами щелочей:

*Ход работы:*

1. В пробирку с раствором соли Мора прилейте разбавленный раствор щелочи до выпадения осадка гидроксида железа (II). Перемешайте полученный осадок стеклянной палочкой и наблюдайте побурение осадка вследствие окисления гидроксида железа (II) в гидроксид железа (III).
2. В пробирку внесите раствор соли железа (III) и добавьте разбавленный раствор щелочи. Что наблюдается? Разделите осадок на две пробирки. В одну пробирку добавьте разбавленной кислоты, а во вторую—щелочи. Что наблюдается?
3. Напишите уравнения реакций. Сделайте вывод о свойствах гидроксидов железа.

## **Опыт 5. Окислительно-восстановительные свойства соединений железа**

Для железа характерны степени окисления +2 и +3. Степени окисления +2 и +3 легко переходят между собой при изменении окислительно-восстановительных условий. Также существует степень окисления +6. Соответствующего оксида и гидроксида в свободном виде не существует, но получены соли — ферраты (например,  $K_2FeO_4$ ). Железо (+6) находится в них в виде аниона. Ферраты являются сильными окислителями.

*Ход работы:*

1. К раствору хлорида железа (III) добавьте раствор иодида калия. Что наблюдается? Одну куплю полученного раствора прибавьте в пробирку с 1-2 мл раствора крахмала. Что наблюдается?
3. К подкисленному серной кислотой раствору перманганата калия прибавьте свежеприготовленный раствор соли Мора. Наблюдайте за быстрым изменением окраски раствора в результате перехода  $MnO_4^-$  в ионы  $Mn^{2+}$ .
4. Напишите уравнения реакций и рассчитайте их стандартную ЭДС.

## РЕКОМЕНДУЕМАЯ ЛИТЕРАТУРА

1. Коровин, Н.В. Общая химия / Н.В. Коровин. –М.: Высш. школа, 2010.–550 с.
2. Глинка, Н.Л. Общая химия: учеб.для бакалавров вузов, обучающихся по естест-науч. направлениям и спец. / Н.Л. Глинка. – М.: Юрайт, 2014. –900 с.
3. Суворов, А.В., Никольский, А.Б., Общая и неорганическая химия. Учебник. В 2 томах / А.В. Суворов, А.Б. Никольский.– М.: Юрайт, 2016.– 624 с.
4. Ахметов, Н.С.. Общая и неорганическая химия / Н.С. Ахметов.– М.: Высш. школа, 2014. –752 с.

## ПРИЛОЖЕНИЕ

*Таблица 1. Константы диссоциации кислот  
и оснований в водных растворах при 25°С*

Электролит	$pK = -\lg K$
<b>КИСЛОТЫ</b>	
Азотистая $HNO_2$	3,29
Бензойная	4,20
Борная (орто)	9,15 ( $pK_1$ ) 12,74 ( $pK_2$ ) 13,80 ( $pK_3$ )
Бромноватая $HBrO_3$	0,70
Бромноватистая $HBrO$	8,7
Вода	15,74
Иодноватая $HIO_3$	0,77
Иодноватистая $HIO$	10,64
Кремниевая (мета) $H_2SiO_3$	9,66 ( $pK_1$ ) 11,80 ( $pK_2$ )
н-Масляная $C_3H_7COOH$	4,82
Молочная $CH_3CH(OH)COOH$	3,86
Муравьиная $HCOOH$	3,75
Перекись водорода $H_2O_2$	11,70
Роданистоводородная (тиоциановая)	0.85

HSCN	
Серная $H_2SO_4$	2,00 (pK <sub>2</sub> )
Сернистая $H_2SO_3$	1,85 (pK <sub>1</sub> ) 7,20 (pK <sub>2</sub> )
Сероводородная $H_2S$	6,99 (pK <sub>1</sub> ) 12,60 (pK <sub>2</sub> )
Синильная HCN	9,30
Угольная $H_2CO_3$	6,35 (pK <sub>1</sub> ) 10,32 (pK <sub>2</sub> )
Уксусная $CH_3COOH$	4,76
Фенол $C_6H_5OH$	10,0
Фосфорная (орто) $H_3PO_4$	2,15 (pK <sub>1</sub> ) 7,21 (pK <sub>2</sub> ) 12,30 (pK <sub>3</sub> )
Фтористоводородная HF	3,19
Хлористая $HClO_2$	1,97
Хлорноватистая $HClO$	7,53
Щавелевая $H_2C_2O_4$	1,25 (pK <sub>1</sub> ) 4,27 (pK <sub>2</sub> )
<b>ОСНОВАНИЯ</b>	
Гидроксид аммония $NH_4OH$	4,76
Этилендиамин $H_2NCH_2CH_2NH_2$	4,07 (pK <sub>1</sub> ) 7,15 (pK <sub>2</sub> )
Этиламин $C_2H_5NH_2$	3,19
Анилин $C_6H_5NH_2$	9,37
Пиридин $C_5H_5N$	8,82
AgOH	3,96
Pb(OH) <sub>2</sub>	3,02 (pK <sub>1</sub> ) 7,52 (pK <sub>2</sub> )
Zn(OH) <sub>2</sub>	4,36 (pK <sub>1</sub> ) 8,82 (pK <sub>2</sub> )

*Таблица 2. Произведения растворимости некоторых малорастворимых веществ в воде при 25<sup>0</sup>C*

Вещество	ПР
Хлориды	
AgCl	$1,56 \cdot 10^{-10}$
CuCl <sub>2</sub>	$1,8 \cdot 10^{-7}$
Hg <sub>2</sub> Cl <sub>2</sub>	$1,1 \cdot 10^{-18}$

PbCl <sub>2</sub>	$2,4 \cdot 10^{-4}$
Бромиды	
AgBr	$7,7 \cdot 10^{-13}$
CuBr	$5,3 \cdot 10^{-9}$
Hg <sub>2</sub> Br <sub>2</sub>	$5,2 \cdot 10^{-23}$
PbBr <sub>2</sub>	$7,4 \cdot 10^{-5}$
Йодиды:	
AgI	$1,5 \cdot 10^{-16}$
CuI	$1,1 \cdot 10^{-12}$
Hg <sub>2</sub> I <sub>2</sub>	$4,5 \cdot 10^{-29}$
PbI <sub>2</sub>	$8,7 \cdot 10^{-9}$
Сульфиды	
Ag <sub>2</sub> S	$1,6 \cdot 10^{-49}$
Bi <sub>2</sub> S <sub>3</sub>	$1,6 \cdot 10^{-72}$
CdS	$3,6 \cdot 10^{-29}$
CoS(α)	$3,1 \cdot 10^{-23}$
CuS	$3,2 \cdot 10^{-38}$
Cu <sub>2</sub> S	$2,6 \cdot 10^{-49}$
FeS	$4,0 \cdot 10^{-20}$
HgS	$4,0 \cdot 10^{-53}$
Hg <sub>2</sub> S	$1,0 \cdot 10^{-45}$
MnS	$1,4 \cdot 10^{-15}$
NiS(α)	$3,0 \cdot 10^{-21}$
PbS	$6,8 \cdot 10^{-29}$
Sb <sub>2</sub> S <sub>3</sub>	$3,0 \cdot 10^{-27}$
SnS	$1,0 \cdot 10^{-28}$
ZnS	$7,9 \cdot 10^{-26}$
Сульфаты	
Ag <sub>2</sub> SO <sub>4</sub>	$7,7 \cdot 10^{-5}$
BaSO <sub>4</sub>	$1,08 \cdot 10^{-10}$
CaSO <sub>4</sub>	$6,1 \cdot 10^{-5}$
SbSO <sub>4</sub>	$2,8 \cdot 10^{-7}$
Hg <sub>2</sub> SO <sub>4</sub>	$2,8 \cdot 10^{-7}$
Карбонаты	



$\text{Ag}_2\text{CO}_3$	$7,7 \cdot 10^{-5}$
$\text{BaCO}_3$	$8,1 \cdot 10^{-9}$
$\text{CaCO}_3$	$4,8 \cdot 10^{-14}$
$\text{CdCO}_3$	$2,5 \cdot 10^{-11}$
$\text{Hg}_2\text{CO}_3$	$9,0 \cdot 10^{-17}$
$\text{FeCO}_3$	$2,5 \cdot 10^{-11}$
$\text{MgCO}_3$	$1,0 \cdot 10^{-5}$
$\text{MnCO}_3$	$8,8 \cdot 10^{-11}$
$\text{PbCO}_3$	$1,5 \cdot 10^{-13}$
$\text{SrCO}_3$	$1,6 \cdot 10^{-9}$
$\text{ZnCO}_3$	$2,7 \cdot 10^{-8}$
Хроматы:	
$\text{Ag}_2\text{CrO}_4$	$9,0 \cdot 10^{-12}$
$\text{BaCrO}_4$	$2,4 \cdot 10^{-10}$
$\text{CaCrO}_4$	$2,3 \cdot 10^{-2}$
$\text{PbCrO}_4$	$1,77 \cdot 10^{-14}$
$\text{SrCrO}_4$	$3,5 \cdot 10^{-5}$
Гидроксиды	
$\text{Al}(\text{OH})_3$	$1,9 \cdot 10^{-32}$
$\text{Ca}(\text{OH})_2$	$3,1 \cdot 10^{-5}$
$\text{Cd}(\text{OH})_2$	$2,4 \cdot 10^{-13}$
$\text{Co}(\text{OH})_2$	$2,0 \cdot 10^{-16}$
$\text{Cr}(\text{OH})_3$	$5,4 \cdot 10^{-31}$
$\text{Sb}(\text{OH})_3$	$4,0 \cdot 10^{-42}$
$\text{Cu}(\text{OH})_2$	$5,5 \cdot 10^{-20}$
$\text{Fe}(\text{OH})_2$	$1,64 \cdot 10^{-14}$
$\text{Fe}(\text{OH})_3$	$1,1 \cdot 10^{-39}$
$\text{Mg}(\text{OH})_2$	$1,2 \cdot 10^{-11}$
$\text{Mn}(\text{OH})_2$	$4,0 \cdot 10^{-14}$
$\text{Ni}(\text{OH})_2$	$8,7 \cdot 10^{-19}$
$\text{Pb}(\text{OH})_2$	$6,8 \cdot 10^{-13}$
$\text{Sn}(\text{OH})_2$	$5,0 \cdot 10^{-26}$
$\text{Ti}(\text{OH})_2$	$1,0 \cdot 10^{-35}$
$\text{Zn}(\text{OH})_2$	$1,0 \cdot 10^{-17}$

*Таблица 3. Константы устойчивости комплексных ионов в водных растворах при 25°С*

Комплексный ион	Константа устойчивости
$[\text{Ag}(\text{CN})_2]^-$	$7.1 \cdot 10^{19}$
$[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]^+$	$1.7 \cdot 10^7$
$[\text{AgCl}_2]^-$	$1.1 \cdot 10^5$
$[\text{Ag}(\text{S}_2\text{O}_3)_2]^{3-}$	$2.9 \cdot 10^{13}$
$[\text{Al}(\text{OH})_4]^-$	$1.0 \cdot 10^{33}$
$[\text{AlF}_6]^{3-}$	$6.3 \cdot 10^{20}$
$[\text{Au}(\text{CN})_4]^-$	$1.0 \cdot 10^{56}$
$[\text{BiI}_4]^-$	$3.2 \cdot 10^{14}$
$[\text{CdCl}_4]^{2-}$	$7.9 \cdot 10^2$
$[\text{CdI}_4]^{2-}$	$2.6 \cdot 10^5$
$[\text{Cd}(\text{CN})_4]^{2-}$	$1.3 \cdot 10^{17}$
$[\text{Cd}(\text{NH}_3)_4]^{2+}$	$3.6 \cdot 10^6$
$[\text{Co}(\text{SCN})_4]^{2-}$	$2.0 \cdot 10^3$
$[\text{Co}(\text{NH}_3)_6]^{2+}$	$2.5 \cdot 10^4$
$[\text{Co}(\text{NH}_3)_6]^{3+}$	$1.6 \cdot 10^{35}$
$[\text{Cr}(\text{OH})_4]^-$	$9.3 \cdot 10^{27}$
$[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4]^{2+}$	$7.9 \cdot 10^{12}$
$[\text{Cu}(\text{SCN})_4]^{2-}$	$3.3 \cdot 10^6$
$[\text{Fe}(\text{CN})_6]^{4-}$	$7.9 \cdot 10^{36}$
$[\text{Fe}(\text{CN})_6]^{3-}$	$7.9 \cdot 10^{43}$
$[\text{FeF}_6]^{3-}$	$1.3 \cdot 10^{16}$
$[\text{Fe}(\text{SCN})_6]^{3-}$	$1.7 \cdot 10^3$
$[\text{HgBr}_4]^{2-}$	$1.0 \cdot 10^{21}$
$[\text{HgI}_4]^{2-}$	$6.8 \cdot 10^{29}$
$[\text{Hg}(\text{SCN})_4]^{2-}$	$1.6 \cdot 10^{21}$
$[\text{Ni}(\text{CN})_4]^{2-}$	$1.1 \cdot 10^{31}$
$[\text{Ni}(\text{NH}_3)_6]^{2+}$	$1.1 \cdot 10^8$
$[\text{Zn}(\text{NH}_3)_6]^{2+}$	$5.0 \cdot 10^9$
$[\text{Zn}(\text{CN})_4]^{2-}$	$4.2 \cdot 10^{19}$
$[\text{Ca}(\text{edta})]^{2-}$	$5.0 \cdot 10^{10}$
$[\text{Cu}(\text{edta})]^{2-}$	$6.3 \cdot 10^{18}$
$[\text{Fe}(\text{edta})]^-$	$1.3 \cdot 10^{25}$
$[\text{Hg}(\text{edta})]^{2-}$	$6.3 \cdot 10^{21}$
$[\text{Ni}(\text{edta})]^{2-}$	$1.6 \cdot 10^{18}$

*Таблица 4. Стандартные электродные потенциалы  
некоторых процессов в водных растворах при 25°С*

Электродный процесс	E°, В
<b>АЗОТ</b>	
$N_2 + 4H_2O + 2e = 2NH_2OH + 2OH^-$	-3,04
$N_2 + 4H_2O + 4e = N_2H_4 + 4OH^-$	-1,16
$N_2 + 8H_2O + 6e = 2NH_4OH + 6OH^-$	-0,74
$NO_2^- + H_2O + e = NO + 2OH^-$	-0,46
$NO_3^- + 2H_2O + 3e = NO + 4OH^-$	-0,14
$NO_3^- + H_2O + 2e = NO_2^- + 2OH^-$	0,01
$2NO_2^- + 4H_2O + 6e = N_2 + 8OH^-$	0,41
$NO_3^- + 2H^+ + e = NO_2 + H_2O$	0,78
$NO_3^- + 10H^+ + 8e = NH_4^+ + 3H_2O$	0,87
$NO_3^- + 3H^+ + 2e = HNO_2 + 2H_2O$	0,94
$NO_3^- + 4H^+ + 3e = NO + 2H_2O$	0,96
$HNO_2 + H^+ + e = NO + H_2O$	1,00
$NO_2 + 2H^+ + 2e = NO + H_2O$	1,03
$2NO_3^- + 10H^+ + 8e = N_2O + 5H_2O$	1,12
$2NO_3^- + 12H^+ + 10e = N_2 + 6H_2O$	1,25
$2HNO_2 + 6H^+ + 6e = N_2 + 4H_2O$	1,45
<b>АЛЮМИНИЙ</b>	
$Al(OH)_3 + 3e = Al + 3OH^-$	-2,31
$Al^{3+} + 3e = Al$	-1,66
<b>БАРИЙ</b>	
$Ba^{2+} + 2e = Ba$	-2,91
<b>БРОМ</b>	
$2BrO^- + 2H_2O + 2e = Br_2 + 4OH^-$	0,45
$2BrO_3^- + 6H_2O + 10e = Br_2 + 12OH^-$	0,50
$Br_2(ж) + 2e = 2Br^-$	1,07
$BrO_3^- + 6H^+ + 6e = Br^- + 3H_2O$	1,44
$2BrO_3^- + 12H^+ + 10e = Br_2 + 6H_2O$	1,52
$2HBrO + 2H^+ + 2e = Br_2 + 2H_2O$	1,59
<b>ВИСМУТ</b>	
$Bi^{3+} + 3e = Bi$	0,22
$BiO_3^- + 6H^+ + 2e = Bi^{3+} + 3H_2O$	1.80
<b>ВОДОРОД</b>	
$2H_2O + 2e = H_2 + 2OH^-$	-0,83
$2H^+ + 2e = H_2$	0,00
<b>ЖЕЛЕЗО</b>	

$\text{Fe}^{2+} + 2\text{e} = \text{Fe}$	-0,44
$\text{Fe}^{3+} + 3\text{e} = \text{Fe}$	-0,04
$\text{Fe}(\text{CN})_6^{3-} + \text{e} = \text{Fe}(\text{CN})_6^{4-}$	0,36
$\text{Fe}^{3+} + \text{e} = \text{Fe}^{2+}$	0,77
<b>ЗОЛОТО</b>	
$\text{Au}(\text{CN})_2 + \text{e} = \text{Au} + 2\text{CN}^-$	-0,61
$\text{Au}^{3+} + 3\text{e} = \text{Au}$	1,50
$\text{Au}^+ + \text{e} = \text{Au}$	1,69
<b>ИОД</b>	
$2\text{IO}_3^- + 6\text{H}_2\text{O} + 10\text{e} = \text{I}_2 + 12\text{OH}^-$	0,21
$\text{IO}_3^- + 3\text{H}_2\text{O} + 6\text{e} = \text{I}^- + 6\text{OH}^-$	0,25
$\text{IO}^- + \text{H}_2\text{O} + 2\text{e} = \text{I}^- + 2\text{OH}^-$	0,49
$\text{I}_2 + 2\text{e} = 2\text{I}^-$	0,54
$\text{HIO} + \text{H}^+ + 2\text{e} = \text{I}^- + \text{H}_2\text{O}$	0,99
$\text{IO}_3^- + 6\text{H}^+ + 6\text{e} = \text{I}^- + 3\text{H}_2\text{O}$	1,09
$2\text{IO}_3^- + 12\text{H}^+ + 10\text{e} = \text{I}_2 + 6\text{H}_2\text{O}$	1,19
$2\text{HIO} + 2\text{H}^+ + 2\text{e} = \text{I}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$	1,45
<b>КАДМИЙ</b>	
$\text{Cd}(\text{CN})_4^{2-} + 2\text{e} = \text{Cd} + 4\text{CN}^-$	-1,09
$\text{Cd}(\text{NH}_3)_4^{2+} + 2\text{e} = \text{Cd} + 4\text{NH}_3$	-0,61
$\text{Cd}^{2+} + 2\text{e} = \text{Cd}$	-0,40
<b>КАЛИЙ</b>	
$\text{K}^+ + \text{e} = \text{K}$	-2,92
<b>КАЛЬЦИЙ</b>	
$\text{Ca}^{2+} + 2\text{e} = \text{Ca}$	-2,87
<b>КИСЛОРОД</b>	
$\text{O}_2 + 2\text{H}_2\text{O} + 4\text{e} = 4\text{OH}^-$	0,40
$\text{O}_2 + 2\text{H}^+ + 2\text{e} = \text{H}_2\text{O}_2$	0,68
$\text{H}_2\text{O}_2 + 2\text{e} = 2\text{OH}^-$	0,88
$\text{O}_2 + 4\text{H}^+ + 4\text{e} = 2\text{H}_2\text{O}$	1,23
$\text{O}_3 + 6\text{H}^+ + 6\text{e} = 3\text{H}_2\text{O}$	1,51
$\text{H}_2\text{O}_2 + 2\text{H}^+ + 2\text{e} = 2\text{H}_2\text{O}$	1,78
$\text{O}_3 + 2\text{H}^+ + 2\text{e} = \text{O}_2 + \text{H}_2\text{O}$	2,07
<b>КОБАЛЬТ</b>	
$\text{Co}(\text{NH}_3)_6^{2+} + 2\text{e} = \text{Co} + 6\text{NH}_3$	-0,42
$\text{Co}^{2+} + 2\text{e} = \text{Co}$	-0,28
$\text{Co}(\text{NH}_3)_6^{3+} + \text{e} = \text{Co}(\text{NH}_3)_6^{2+}$	0,1
$\text{Co}(\text{OH})_3 + \text{e} = \text{Co}(\text{OH})_2 + \text{OH}^-$	0,17
$\text{Co}^{3+} + \text{e} = \text{Co}^{2+}$	1,84
<b>ЛИТИЙ</b>	
$\text{Li}^+ + \text{e} = \text{Li}$	-3,05

<b>МАГНИЙ</b>	
$\text{Mg}^{2+} + 2\text{e} = \text{Mg}$	-2,36
<b>МАРГАНЕЦ</b>	
$\text{Mn}^{2+} + 2\text{e} = \text{Mn}$	-1,18
$\text{MnO}_4^- + \text{e} = \text{MnO}_4^{2-}$	0,56
$\text{MnO}_4^- + 2\text{H}_2\text{O} + 3\text{e} = \text{MnO}_2 + 4\text{OH}^-$	0,60
$\text{MnO}_2 + 4\text{H}^+ + 2\text{e} = \text{Mn}^{2+} + 2\text{H}_2\text{O}$	1,23
$\text{MnO}_4^- + 8\text{H}^+ + 5\text{e} = \text{Mn}^{2+} + 4\text{H}_2\text{O}$	1,51
$\text{MnO}_4^- + 4\text{H}^+ + 3\text{e} = \text{MnO}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$	1,69
<b>МЕДЬ</b>	
$\text{Cu}(\text{CN})_2^- + \text{e} = \text{Cu} + 2\text{CN}^-$	-0,43
$\text{Cu}(\text{OH})_2 + 2\text{e} = \text{Cu} + 2\text{OH}^-$	-0,22
$\text{CuI} + \text{e} = \text{Cu} + \text{I}^-$	-0,19
$\text{Cu}(\text{NH}_3)_4^{2+} + 2\text{e} = \text{Cu} + 4\text{NH}_3$	-0,07
$\text{Cu}^{2+} + \text{e} = \text{Cu}^+$	0,15
$\text{Cu}^{2+} + 2\text{e} = \text{Cu}$	0,34
$\text{CuO} + 2\text{H}^+ + 2\text{e} = \text{Cu} + \text{H}_2\text{O}$	0,57
$2\text{CuO} + 2\text{H}^+ + 2\text{e} = \text{Cu}_2\text{O} + \text{H}_2\text{O}$	0,67
$\text{Cu}^{2+} + \text{I}^- + \text{e} = \text{CuI}$	0,86
<b>НАТРИЙ</b>	
$\text{Na}^+ + \text{e} = \text{Na}$	-2,71
<b>НИКЕЛЬ</b>	
$\text{Ni}(\text{NH}_3)_6^{2+} + 2\text{e} = \text{Ni} + 6\text{NH}_3$	-0,49
$\text{Ni}^{2+} + 2\text{e} = \text{Ni}$	-0,25
$\text{NiO} + 2\text{H}^+ + 2\text{e} = \text{Ni} + \text{H}_2\text{O}$	0,12
$\text{NiO}_2 + 4\text{H}^+ + 2\text{e} = \text{Ni}^{2+} + 2\text{H}_2\text{O}$	1,68
<b>ОЛОВО</b>	
$\text{Sn}^{2+} + 2\text{e} = \text{Sn}$	-0,14
$\text{SnO}_2 + 4\text{H}^+ + 4\text{e} = \text{Sn} + 2\text{H}_2\text{O}$	-0,11
$\text{Sn}^{4+} + 2\text{e} = \text{Sn}^{2+}$	0,15
<b>РТУТЬ</b>	
$\text{HgS} + 2\text{e} = \text{Hg} + \text{S}^{2-}$	-0,69
$\text{Hg}(\text{CN})_4^{2-} + 2\text{e} = \text{Hg} + 4\text{CN}^-$	-0,37
$\text{HgI}_4^{2-} + 2\text{e} = \text{Hg} + 4\text{I}^-$	-0,04
$\text{Hg}_2\text{Cl}_2 + 2\text{e} = 2\text{Hg} + 2\text{Cl}^-$	0,27
$\text{HgCl}_4^{2-} + 2\text{e} = \text{Hg} + 4\text{Cl}^-$	0,48
$\text{Hg}_2^{2+} + 2\text{e} = 2\text{Hg}$	0,79
$\text{Hg}^{2+} + 2\text{e} = \text{Hg}$	0,85
$2\text{Hg}^{2+} + 2\text{e} = \text{Hg}_2^{2+}$	0,92
<b>СВИНЕЦ</b>	
$\text{PbCl}_2 + 2\text{e} = \text{Pb} + 2\text{Cl}^-$	-0,27

$\text{Pb}^{2+} + 2\text{e} = \text{Pb}$	-0,13
$\text{PbO}_2 + 4\text{H}^+ + 2\text{e} = \text{Pb}^{2+} + 2\text{H}_2\text{O}$	1,45
СЕРА	
$\text{SO}_4^{2-} + \text{H}_2\text{O} + 2\text{e} = \text{SO}_3^{2-} + 2\text{OH}^-$	-0,93
$\text{SO}_3^{2-} + 3\text{H}_2\text{O} + 4\text{e} = \text{S} + 6\text{OH}^-$	-0,90
$\text{S} + 2\text{e} = \text{S}^{2-}$	-0,48
$\text{S}_2\text{O}_3^{2-} + 6\text{H}^+ + 8\text{e} = 2\text{S}^{2-} + 3\text{H}_2\text{O}$	-0,01
$\text{S}_4\text{O}_6^{2-} + 2\text{e} = 2\text{S}_2\text{O}_3^{2-}$	0,08
$\text{SO}_4^{2-} + 8\text{H}^+ + 8\text{e} = \text{S}^{2-} + 4\text{H}_2\text{O}$	0,15
$\text{S} + 2\text{H}^+ + 2\text{e} = \text{H}_2\text{S}$	0,17
$\text{SO}_4^{2-} + 4\text{H}^+ + 2\text{e} = \text{H}_2\text{SO}_3 + \text{H}_2\text{O}$	0,17
$\text{SO}_4^{2-} + 10\text{H}^+ + 8\text{e} = \text{H}_2\text{S} + 4\text{H}_2\text{O}$	0,31
$\text{SO}_4^{2-} + 8\text{H}^+ + 6\text{e} = \text{S} + 4\text{H}_2\text{O}$	0,36
$\text{H}_2\text{SO}_3 + 4\text{H}^+ + 4\text{e} = \text{S} + 3\text{H}_2\text{O}$	0,45
$\text{S}_2\text{O}_8^{2-} + 2\text{e} = 2\text{SO}_4^{2-}$	2,01
СЕРЕБРО	
$\text{Ag}(\text{CN})_2^- + \text{e} = \text{Ag} + 2\text{CN}^-$	-0,29
$\text{AgCl} + \text{e} = \text{Ag} + \text{Cl}^-$	0,22
$\text{Ag}_2\text{O} + \text{H}_2\text{O} + 2\text{e} = 2\text{Ag} + 2\text{OH}^-$	0,34
$\text{Ag}(\text{NH}_3)_2^+ + \text{e} = \text{Ag} + 2\text{NH}_3$	0,37
$\text{Ag}^+ + \text{e} = \text{Ag}$	0,80
$\text{Ag}_2\text{O} + 2\text{H}^+ + 2\text{e} = 2\text{Ag} + \text{H}_2\text{O}$	1,17
ФОСФОР	
$\text{H}_2\text{PO}_2^- + \text{e} = \text{P} + 2\text{OH}^-$	-2,05
$\text{PO}_4^{3-} + 2\text{H}_2\text{O} + 2\text{e} = \text{HPO}_3^{2-} + 3\text{OH}^-$	-1,57
$\text{P} + 3\text{H}_2\text{O} + 3\text{e} = \text{PH}_3 + 3\text{OH}^-$	-0,89
$\text{H}_3\text{PO}_3 + 3\text{H}^+ + 2\text{e} = \text{H}_3\text{PO}_2 + \text{H}_2\text{O}$	-0,50
$\text{H}_3\text{PO}_3 + 3\text{H}^+ + 3\text{e} = \text{P(белый)} + 3\text{H}_2\text{O}$	-0,50
$\text{H}_3\text{PO}_4 + 5\text{H}^+ + 5\text{e} = \text{P(белый)} + 4\text{H}_2\text{O}$	-0,41
$\text{H}_3\text{PO}_4 + 5\text{H}^+ + 5\text{e} = \text{P(красный)} + 4\text{H}_2\text{O}$	-0,38
ФТОР	
$\text{F}_2 + 2\text{e} = 2\text{F}^-$	2,87
ХЛОР	
$\text{ClO}_4^- + \text{H}_2\text{O} + 8\text{e} = \text{Cl}^- + 8\text{OH}^-$	0,56
$\text{ClO}_3^- + 3\text{H}_2\text{O} + 6\text{e} = \text{Cl}^- + 6\text{OH}^-$	0,63
$\text{ClO}^- + \text{H}_2\text{O} + 2\text{e} = \text{Cl}^- + 2\text{OH}^-$	0,88
$\text{Cl}_2 + 2\text{e} = 2\text{Cl}^-$	1,36
$\text{ClO}_4^- + 8\text{H}^+ + 8\text{e} = \text{Cl}^- + 4\text{H}_2\text{O}$	1,38
$2\text{ClO}_4^- + 16\text{H}^+ + 14\text{e} = \text{Cl}_2 + 8\text{H}_2\text{O}$	1,39
$\text{ClO}_3^- + 6\text{H}^+ + 6\text{e} = \text{Cl}^- + 3\text{H}_2\text{O}$	1,45
$2\text{ClO}_3^- + 12\text{H}^+ + 10\text{e} = \text{Cl}_2 + 6\text{H}_2\text{O}$	1,47

$\text{HClO} + \text{H}^+ + 2\text{e} = \text{Cl}^- + \text{H}_2\text{O}$	1,50
$2\text{HClO} + 2\text{H}^+ + 2\text{e} = \text{Cl}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$	1,63
<b>ХРОМ</b>	
$\text{Cr}^{2+} + 2\text{e} = \text{Cr}$	-0,74
$\text{Cr}^{3+} + \text{e} = \text{Cr}^{2+}$	-0,41
$\text{CrO}_4^{2-} + 4\text{H}_2\text{O} + 3\text{e} = \text{Cr}(\text{OH})_3 + 5\text{OH}^-$	-0,13
$\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-} + 14\text{H}^+ + 6\text{e} = 2\text{Cr}^{3+} + 7\text{H}_2\text{O}$	1,33
<b>ЦИНК</b>	
$\text{Zn}(\text{OH})_4^{2-} + 2\text{e} = \text{Zn} + 4\text{OH}^-$	-1,22
$\text{Zn}(\text{NH}_3)_4^{2+} + 2\text{e} = \text{Zn} + 4\text{NH}_3$	-1,04
$\text{Zn}^{2+} + 2\text{e} = \text{Zn}$	-0,76

*Таблица 5. Стандартные электродные потенциалы металлов в водных растворах при 25°C*

Катион металла/металл	E°, В	Катион металла/металл	E°, В
$\text{Li}^+/\text{Li}$	-3.045	$\text{Fe}^{2+}/\text{Fe}$	-0.440
$\text{K}^+/\text{K}$	-2.924	$\text{Cd}^{2+}/\text{Cd}$	-0.403
$\text{Ba}^{2+}/\text{Ba}$	-2.905	$\text{Co}^{2+}/\text{Co}$	-0.277
$\text{Sr}^{2+}/\text{Sr}$	-2.888	$\text{Ni}^{2+}/\text{Ni}$	-0.250
$\text{Ca}^{2+}/\text{Ca}$	-2.866	$\text{Sn}^{2+}/\text{Sn}$	-0.136
$\text{Na}^+/\text{Na}$	-2.714	$\text{Pb}^{2+}/\text{Pb}$	-0.126
$\text{Mg}^{2+}/\text{Mg}$	-2.363	$\text{H}^+/\text{H}_2$	<b>0.000</b>
$\text{Be}^{2+}/\text{Be}$	-1.847	$\text{Bi}^{3+}/\text{Bi}$	0.215
$\text{Al}^{3+}/\text{Al}$	-1.662	$\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}$	0.337
$\text{Ti}^{2+}/\text{Ti}$	-1.628	$\text{Ag}^+/\text{Ag}$	0.799
$\text{Mn}^{2+}/\text{Mn}$	-1.180	$\text{Hg}^{2+}/\text{Hg}$	0.852
$\text{V}^{2+}/\text{V}$	-1.175	$\text{Pt}^{2+}/\text{Pt}$	1.190
$\text{Cr}^{2+}/\text{Cr}$	-0.913	$\text{Au}^{3+}/\text{Au}$	1.498
$\text{Zn}^{2+}/\text{Zn}$	-0.763	$\text{Au}^+/\text{Au}$	1.691

*Учебное издание*

Кропачева Татьяна Николаевна

**Химия:  
лабораторные работы**

Учебно-методическое пособие

*Авторская редакция*

Отпечатано с оригинал-макета заказчика

Подписано в печать ....09.17. Формат 60 x 84  $\frac{1}{16}$ .

Усл. печ. л. .... Уч.-изд. л.

Тираж 80 экз. Заказ №

Типография Издательского центра «Удмуртский университет»  
426034, г. Ижевск, ул. Университетская, 2  
тел/факс: +7(3412)68-57-12